

Kits educativos de Química



Malanca, Fabio E.

Kits educativos de química / Fabio E. Malanca ; Marisa J. López Rivilli. - 1a edición para el profesor - Córdoba : Ministerio de Ciencia y Tecnología de la provincia de Córdoba, 2019.

Libro digital, PDF

Archivo Digital: descarga y online

ISBN 978-987-47203-1-3

1. Ciencias Químicas. 2. Acceso a la Educación. I. López Rivilli, Marisa J. II. Título.

CDD 540.7

ISBN 978-987-47203-1-3



AUTORIDADES

Juan Schiaretto

Gobernador de Córdoba

Walter Robledo

Ministro de Ciencia y Tecnología

Esther Galina

Secretaria de Gestión de Ciencia y Tecnología

María José Viola

Directora de Divulgación y Enseñanza de las Ciencias

KIT EDUCATIVO DE QUÍMICA: ENSEÑAR CIENCIA A PARTIR DE EXPERIMENTOS

Autores

Fabio E. Malanca

Marisa J. López Rivilli

Orientaciones Didácticas

Agustina María Zamanillo

Alejandro Sergio Bosack

Colaboradores

Jesús A. Vila

María J. Silvero Compagnucci

Sara Noemí De Biasi, Norma Petanas, Nelly Bustos

Armado del kit experimental

Guido N. Rimondino

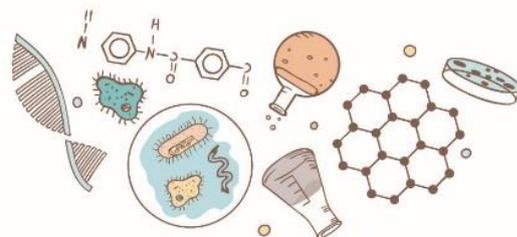
Jesús A. Vila

Fotos

Ana María Cruz

Compilación

Cecilia Della Vedoba



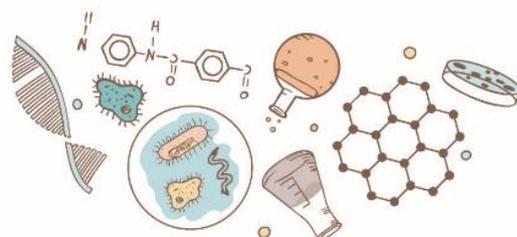
Estimados/as maestros/as y profesores/as:

Tengo el enorme agrado de presentarles este pequeño libro titulado *Kit educativo de química: enseñar ciencia a partir de experimentos*. Su función principal es ofrecer algunas ideas para aprovechar al máximo el kit de química al que acompaña. Las propuestas que contiene pueden servir de andamiaje para promover la creatividad e imaginación didácticas de los docentes que usen el kit en pos de la construcción de conocimientos de los estudiantes en el ámbito de la química.

En esa línea, la Dirección de Divulgación y Enseñanza de las Ciencias del Ministerio de Ciencia y Tecnología, conjuntamente con la Facultad de Ciencias Químicas de la Universidad Nacional de Córdoba, desarrolla acciones orientadas a la creación de un espacio para la formación continua de los docentes, promoviendo el vínculo permanente con la educación en las ciencias.

Consideramos que uno de los propósitos fundamentales de la educación en ciencias es desarrollar tanto habilidades cognitivas, como capacidades procedimentales y actitudinales que permitan al individuo acceder al conocimiento y generar nuevas ideas que potencien la capacidad de pensar críticamente, observar, analizar y proponer nuevas construcciones de ideas. Por ello, el trabajo experimental –para el cual el kit y este libro que ustedes tienen en sus manos son de mucha operatividad pedagógica– ocupa un lugar central como estrategia privilegiada para la enseñanza de las ciencias naturales, ya que permite profundizar en conceptos, técnicas y estrategias como modo de producción y apropiación del conocimiento escolar.

Dr. Walter Robledo
Ministro de Ciencia y Tecnología
Gobierno de la Provincia de Córdoba



ÍNDICE

Presentación.....	6
Consideraciones generales para el trabajo con experimentación en clase.....	7
Usos y cuidados para el trabajo en el laboratorio.....	8
Organización de la guía.....	10

I- Experimentos en relación con el Diseño Curricular.....	11
---	----

SEGUNDO AÑO.....11

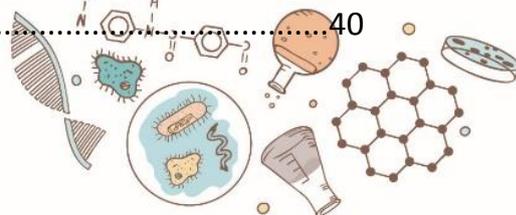
Separando mezclas coloreadas.....	
Experimento N.º 1. El color de los caramelos.....	12
Experimento N.º 2. Los colores de las tintas.....	13
 Reconociendo sustancias químicas en alimentos.....	16
Experimento N.º 3. El almidón escondido.....	17
 Experimentando la solubilidad de sustancias cotidianas.....	20
Experimento N.º 4. Solubilidad en agua y en aceite.....	20

TERCER AÑO.....22

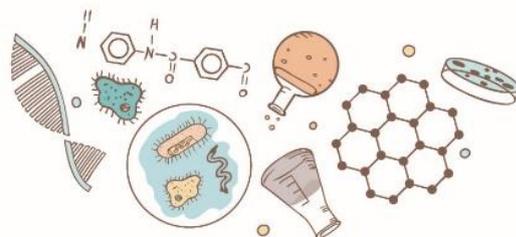
Experimentando con ácidos y bases.....	22
Experimento N.º 5. ¿Cómo se puede determinar o medir la acidez o alcalinidad de una sustancia o muestra?	23
 Cinética química: la velocidad de las reacciones.....	27
Experimento N.º 6. Factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas.....	28

SEXTO AÑO.....30

Las transformaciones químicas.....	30
Experimento N.º 7. Comparando la cantidad de ácido acético en distintos vinagres comerciales.....	31
Experimento N.º 8. Reactivo limitante y en exceso.....	33
Experimento N.º 9. Aunque parezca, no siempre es agua.....	35
 Las biomoléculas.....	36
Experimento N.º 10. ¿Dónde están las proteínas?.....	38
Experimento N.º 11. Desnaturalización de proteínas.....	39
Experimento N.º 12. Comparando la cantidad de vitamina C en jugos comerciales.....	40



Experimento N.º 13. Identificación de la presencia de azúcares reductores.....	41
<i>Soluciones de gases disueltos en agua.....</i>	42
Experimento N.º 14. Determinando la presencia de oxígeno en el agua.....	43
<i>Nomenclatura química.....</i>	45
Experimento N.º 15. ¿Quién es quién?	45
<i>Reacciones de óxido-reducción.....</i>	47
Experimento N.º 16. Capturando electrones.....	48
Experimento N.º 17. El cobre y el zinc nos plantean una pregunta.....	49
Experimento N.º 18. Construyendo una pila.....	50
Experimento N.º 19. La electrólisis del agua.....	52
SEGUNDO Y CUARTO AÑO (Biología).....	55
<i>Experimentando con células y microorganismos de la vida cotidiana.....</i>	55
Experimento N.º 20. Células procariotas al descubierto.....	57
Experimento N.º 21. Células eucariotas al descubierto.....	60
Experimento N.º 22. ¿Es más efectivo el jabón antibacterial en el lavado de manos?	61
II- Actividades experimentales con enfoque lúdico.....	64
<i>Pintando flores.....</i>	64
<i>Haciendo banderas.....</i>	65
<i>Dulce arco iris.....</i>	66
<i>Atardecer químico.....</i>	67
<i>Acuarela química.....</i>	68
<i>Un barco de papel con motor de detergente.....</i>	70
<i>Juntando partículas.....</i>	71
<i>Cuando los colores hacen equilibrio.....</i>	71
III- Cristales, la belleza oculta.....	73
<i>Cristales de sal.....</i>	75
<i>Aros, árboles y estrellas de cristal dulce.....</i>	78
<i>Monocristales de sulfato de cobre pentahidratado.....</i>	79
<i>Geodas cristalinas.....</i>	80
<i>Vidrio falso.....</i>	81
Bibliografía.....	89



Presentación

El Ministerio de Ciencia y Tecnología de la Provincia de Córdoba, a través del Programa Kits Educativos de Química, busca promover la construcción del conocimiento en ciencias en las escuelas a partir de la actividad experimental, como parte de las políticas de divulgación, promoción social y enseñanza de las ciencias.

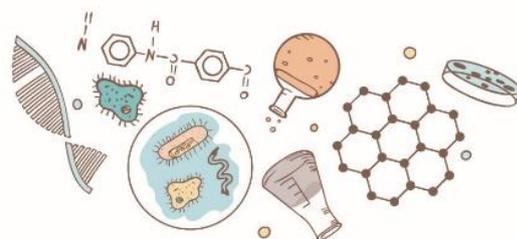
El trabajo experimental constituye un componente primordial en los modos de abordaje del conocimiento en las disciplinas que conforman el área de las ciencias naturales, y es fundamental que este pueda tener lugar al enseñar ciencias en la escuela, por lo que su realización en el marco de las propuestas curriculares habilitan al diseño de propuestas didácticas para facilitar los aprendizajes de los contenidos de Ciencias Naturales y desarrollar las capacidades fundamentales en pos de lograr más y mejores aprendizajes.

Fortalecer el uso de las actividades experimentales como herramienta fundamental para la educación en las ciencias se articula con el propósito de promover la alfabetización científica y tecnológica de la población, porque posibilita que los estudiantes se aproximen al trabajo científico, no solo en lo que respecta a lo que esa actividad ha producido (conceptos, teorías y modelos provisorios sobre los fenómenos naturales), sino también a las técnicas, herramientas y, fundamentalmente, a las formas de pensamiento y validación del conocimiento propias de este campo.

El kit educativo de química contiene materiales y reactivos para desarrollar actividades experimentales. La presente guía, que acompaña el kit, detalla experimentos que podrían proponer los docentes a sus estudiantes utilizando estos recursos, independientemente de que la escuela cuente o no con un espacio de laboratorio. Junto con el kit y la guía se ofrece un taller de formación en el que se invita a los docentes a realizar las actividades contenidas en la guía, con los propósitos de comentar detalles acerca de los diversos diseños experimentales, establecer algunos de los saberes disciplinares de la química que se ponen en juego en cada una y presentar diversas estrategias para adecuar estas propuestas al trabajo en el aula.

Desde la creación del Programa en 2016, la guía se ha ido actualizando año a año, tomando en cuenta las sugerencias y propuestas de los docentes que han participado de la instancia de capacitación. En esta edición, se han incorporado orientaciones didácticas para un conjunto de experimentos. Estas permiten situar cada experimento en el abordaje de determinados contenidos curriculares y ofrecen un marco posible en el que se podría trabajar el experimento con los estudiantes.

Esperamos que estos “puentes” aporten a la tarea de los docentes de pensar modos posibles de proponer trabajo experimental a sus estudiantes.



Consideraciones generales para el trabajo con experimentación en clase

Compartimos a continuación algunos criterios que nos parecen importantes para tener en cuenta a la hora de planificar propuestas de enseñanza que incluyan la actividad experimental. Entendemos que, cuando esta se articula con los siguientes criterios, se contribuye de manera más efectiva a la alfabetización científica y tecnológica de los estudiantes.

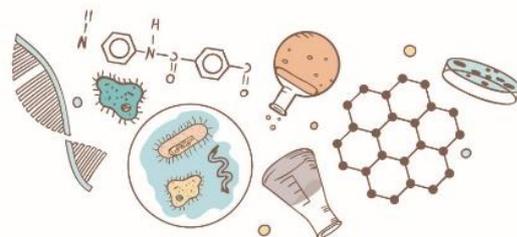
a- El trabajo con la **indagación** y la **resolución de problemas** como estrategias didácticas centrales: la tarea de experimentar tiene que ser parte de una propuesta de enseñanza más amplia, que parta de problematizar alguna situación en relación a un fenómeno natural, instalando preguntas que inviten a los estudiantes a resolver un problema, corroborar una idea, observar qué acontece, buscar información, analizar e interpretar datos, formular conjeturas, cotejarlas con nuevas evidencias y elaborar conclusiones y comunicarlas.

Esto es fundamental para que la actividad experimental no se torne para los estudiantes una actividad carente de sentido, en la que solo se trate de seguir los pasos de una receta para demostrar lo que ya fue explicado o develado previamente, y en la que el pensamiento crítico o reflexivo no tiene demasiado lugar.

b- La **vinculación** de los saberes que se abordan **con la vida cotidiana**: establecer puentes entre los fenómenos abordados en las clases (apelando a instancias de experimentación) y la presencia o uso de esos fenómenos en el mundo circundante ayuda también a darle significatividad a los saberes que se pretende enseñar. Esto favorece a que los estudiantes puedan reconocer el modo en que ese saber permite explicar una parte del mundo en que vivimos y cómo las ciencias pueden contribuir al desarrollo tecnológico, en ocasiones, para resolver o facilitar tareas relevantes para nuestra sociedad.

También, en relación a este punto, es importante habilitar instancias para que los estudiantes puedan familiarizarse con el campo de la química. Pueden ser actividades relevantes para proponer la visita de profesionales o salidas educativas a ciertos ámbitos que se vinculen de algún modo con alguna actividad experimental realizada en la escuela. Estas instancias contribuyen a que los estudiantes puedan construir visiones más reales en relación con la investigación científica y a que puedan ir modificando estereotipos frecuentes ligados a ese trabajo –que tienen que ver, por ejemplo, con identificarlo como una tarea propia de un varón que trabaja en solitario en su laboratorio haciendo tareas que solo alguien “muy inteligente” puede realizar–. También se puede propiciar el acercamiento a otras actividades laborales y profesionales ligadas al campo, más allá de la investigación en donde la química tiene un papel central, por ejemplo, las que se llevan adelante en las industrias e instituciones del ámbito de la salud, entre otras.

c- La **historización** sobre la construcción de saberes o convenciones en el campo de la química, que se vinculen con los experimentos que estamos proponiendo: poder apelar en algunas ocasiones a la historia de las ciencias, en este caso la química, es sumamente valioso porque contribuye a construir una idea de la ciencia como práctica social, mostrar el carácter procesual –no lineal– y provisorio de la construcción del



conocimiento científico y también permite advertir las complejas vinculaciones entre sociedad, ciencia y tecnología. Por ejemplo, destinar un tiempo para abordar la historia de la construcción de la tabla periódica moderna si vamos a trabajar con esta herramienta, o remitir a la historia de la construcción del modelo atómico vigente, (quiénes participaron de esa construcción, en qué contextos sociales, a qué preguntas respondieron, qué intereses fomentaron y sustentaron esos avances, por qué se fueron dejando de lado ciertos modelos explicativos y se priorizaron otros).

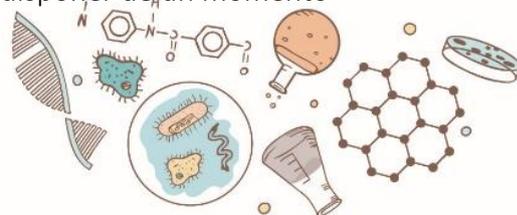
Las orientaciones didácticas que acompañan algunos de los experimentos de la guía intentan poner en juego estos criterios. Otra consideración importante al desarrollar actividades experimentales es la **práctica del registro**: una tarea relevante en la construcción del conocimiento científico. Se puede proponer que cada estudiante disponga de un cuaderno o bitácora de laboratorio en el que pueda tomar nota del proceso que va desarrollando con cada experimento. Será de utilidad proponer que se asienten en la bitácora cuestiones tales como las características de los reactivos con los que se trabaja, los cuidados que se requieren para realizar la actividad en un ámbito seguro, las conjeturas iniciales, las predicciones, la descripción de los procedimientos que se realizan y de las observaciones y resultados que se obtienen, las posibles explicaciones de esos fenómenos o resultados, las conclusiones que se elaboran. Los registros pueden combinar escritura verbal, dibujos, imágenes, tablas, esquemas, símbolos y ecuaciones químicas. Es importante que los docentes puedan dar lugar al abordaje de estos variados recursos de manera progresiva.

Asimismo, el registro es una herramienta útil para el desarrollo del experimento en sí, pero también para el proceso de aprendizaje: posibilita comunicar a otros (compañeros y docente) el recorrido realizado, poner en común observaciones y resultados, compararlos, analizar el propio proceso, recuperar ideas y nociones construidas en un determinado momento para complejizarlas en otro momento, o simplemente disponer de ellas en el marco de otra actividad.

Usos y cuidados para el trabajo en el laboratorio

Siempre que proponamos a nuestros estudiantes realizar experimentos en la escuela, más allá de que contemos o no con un laboratorio allí, es importante tematizar algunas cuestiones vinculadas a los recaudos que hay tener en relación al espacio y los materiales con los que se trabajará, tanto por la seguridad de las personas y el cuidado de los recursos involucrados, como por la búsqueda más precisa de resultados.

El uso adecuado de los materiales de laboratorio y de los reactivos y el reconocimiento y respeto de las normas de seguridad son parte de los contenidos que debemos enseñar en las clases de Química. Su enseñanza es progresiva, no se resuelve de una vez y para siempre y no pasa solo por informar a los estudiantes sobre las normas o indicarles el modo correcto de manipular un instrumento. Podemos acercarles un conjunto de normas en un comienzo, leerlas juntos, habilitar preguntas y acompañar las descripciones y explicaciones, mostrándoles el sentido y la relevancia de ellas. Cada vez que se realicen actividades experimentales, es conveniente disponer de un momento

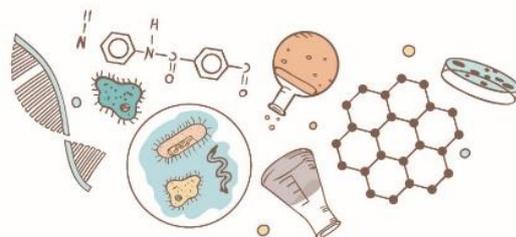


para repasar las normas de seguridad, recordar el sentido de cada una y verificar si estamos cumpliendo con ellas.

Una buena puerta de entrada a esta tematización puede ser proyectar fotos de laboratorios o videos de personas realizando experimentos químicos e invitar a los estudiantes a que reconozcan qué características tienen esos espacios (en relación con la limpieza, la indumentaria de quienes experimentan, la presencia de alimentos, objetos en el piso, entre otras.) y si cumplen con las normas de seguridad necesarias para el trabajo en el laboratorio. Y siempre que se utilicen instrumentos específicos de laboratorio, además de explicar su funcionamiento, será importante explicitar cuestiones ligadas a su manipulación y cuidado. Cuando las actividades prácticas involucren el uso de reactivos de laboratorio, es conveniente que los docentes soliciten a los estudiantes que busquen en páginas de Internet –académicamente reconocidas– las fichas de seguridad de cada reactivo para saber si hay que tener algún recaudo particular al trabajar con estos, y qué se debe hacer en caso de algún eventual incidente en el laboratorio. De este modo, se podrá ir construyendo esa disposición a preguntarse por los riesgos y los cuidados necesarios al momento de realizar actividades experimentales.

A continuación, acercamos un conjunto de normas de seguridad básicas para realizar experimentos como los que se proponen en esta guía (transcurran estos o no en un laboratorio), y que podrán servir de base para el trabajo con los estudiantes.

- Mantener una actitud responsable y reflexiva en relación con la tarea que se realiza, ya que esto disminuirá el riesgo de accidentes.
- Usar guardapolvo, guantes y, en lo posible, gafas de seguridad.
- No usar lentes de contacto, ya que pueden concentrar sustancias agresivas entre ellos y el ojo.
- No comer ni beber.
- No oler ni probar las sustancias químicas.
- Mantener la mesada de trabajo siempre ordenada y limpia.
- No acercar compuestos inflamables a la llama del mechero.
- No llevar los guantes a la boca, ni tocarse la cara con ellos.
- Ante cualquier duda, buscar información en bibliografía o consultar al responsable de la actividad.
- Antes de realizar un experimento, identificar los riesgos y peligros potenciales que este pueda involucrar.
- Informarse sobre las características (toxicidad, volatilidad, inflamabilidad, reactividad, entre otras) de los reactivos antes de emplearlos.
- No desechar en la pileta los residuos tóxicos o que pueden dañar al ambiente. Se debe emplear para ello un recipiente plástico adecuado (por ejemplo, botella, bidón...).
- Para desechar los residuos que no son tóxicos ni perjudiciales para el ambiente, proceder del mismo modo que con los residuos hogareños.



Organización de la guía

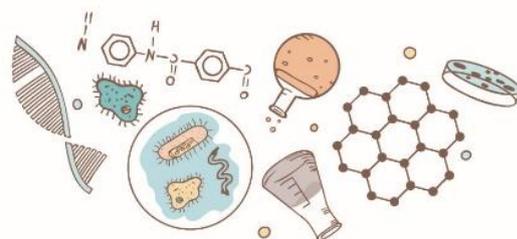
Cada uno de los experimentos propuestos va acompañado por una breve introducción que, además de proporcionar una contextualización, incorpora un breve marco teórico sobre los procesos químicos involucrados en el experimento. Luego, se presenta el propósito del experimento, los materiales e instrumentos que requiere su realización, el procedimiento para experimentar y algunas alternativas o variaciones posibles para su implementación.

Los experimentos están distribuidos en tres secciones. En la primera, *Experimentos en relación con el Diseño Curricular*, presentamos prácticas organizadas por el año del Secundario en el que sería pertinente proponerlas a los estudiantes (de acuerdo con el Diseño Curricular para la Educación Secundaria de Córdoba) y por ejes temáticos. Se explicitan, para cada experimento, los contenidos curriculares vinculados de manera directa. Se tomaron como referencia los contenidos de Química (y, en algunos casos, también de Biología) comunes a todos los estudiantes del nivel, independientemente de la orientación que asuma la escuela. Para evitar reiteraciones, no se han incluido, entre los contenidos consignados, aquellos que remiten a cuestiones procedimentales ligadas al uso y manipulación adecuados de materiales e instrumentos de laboratorio, aplicando normas de higiene y seguridad. Pero, como se mencionó en el apartado anterior, ese es un contenido que puede y debe abordarse con cada actividad experimental.

Para algunas prácticas, junto con la descripción del experimento, se incluyen, además, orientaciones didácticas. Estas dan pistas acerca del modo en que podría enmarcarse esa práctica en una propuesta de enseñanza para el abordaje de los contenidos y sugerencias de actividades que se pueden proponer a los estudiantes antes y después de realizar el experimento.

En la segunda sección, *Actividades experimentales con enfoque lúdico*, se presentan algunos experimentos con un diseño particularmente interesante, con el fin de atraer la atención de los estudiantes, motivarlos en el estudio de las ciencias e introducir algunos conceptos de forma amena.

En la tercera sección, *Cristales, la belleza oculta*, se proponen prácticas de laboratorio ligadas al campo de la cristalografía. Si bien el estudio de la composición de los cristales como contenido tiene una presencia acotada en el Diseño Curricular de la Educación Secundaria, es un tema fascinante de la química que suele resultar muy atractivo y llamativo para los estudiantes; y puede ser una puerta de entrada más que interesante para desarrollar habilidades motrices, hábitos y técnicas ligadas al trabajo de laboratorio, y también como actividad motivadora para la presentación de resultados en ferias de ciencias u otros eventos. Los experimentos que se presentan involucran procesos que se desarrollan lentamente (a veces semanas o meses) y que requieren de la observación sistemática, cuidadosa y minuciosa de los estudiantes del sistema experimental bajo estudio.



I- Experimentos en relación con el Diseño Curricular

SEGUNDO AÑO

Separando mezclas coloreadas

Introducción

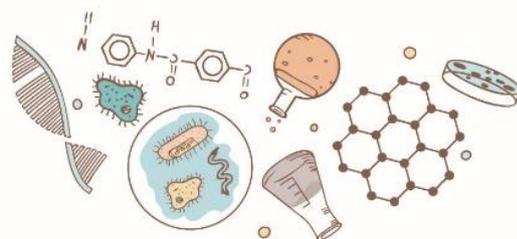
Entre otras tareas, los químicos analíticos diseñan y llevan a cabo procedimientos y técnicas para identificar y, eventualmente, separar los componentes de mezclas de materiales. Para las mezclas heterogéneas, se emplean los denominados métodos de separación mecánicos, por ejemplo, la filtración, la imantación o la decantación. En cambio, para separar componentes de mezclas homogéneas, se utilizan los llamados métodos de fraccionamiento, como la destilación, la cristalización o la cromatografía.

La cromatografía tiene amplios usos en la vida cotidiana, por ejemplo, para identificar sustancias prohibidas en los controles de dopaje que se les realiza a los deportistas en competencias oficiales. Esta requiere de instrumentos y equipos más o menos sofisticados, mediante un proceso que permite que la mezcla se distribuya entre dos fases, denominadas fase estacionaria y fase móvil. La fase móvil arrastra a la muestra a través de la fase estacionaria y, dado que algunos componentes tienen mayor afinidad por la fase móvil y otros tienen mayor afinidad por la fase estacionaria, se van separando. Por ejemplo, en la cromatografía en papel, la fase estacionaria es la celulosa presente en el papel, en tanto que la fase móvil es el solvente, por ejemplo, el agua o el alcohol.

A continuación, se presentan dos experimentos que utilizan la cromatografía para separar los componentes de distintas mezclas de colores.

Contenidos del Diseño Curricular que se pueden abordar

- Reconocimiento de algunos métodos de separación de sistemas materiales homogéneos y heterogéneos de acuerdo con las propiedades de sus componentes.
- Elaboración de conclusiones a partir de las observaciones realizadas o de la información disponible sobre las propiedades de los materiales, los estados de agregación y los fenómenos de disolución.
- Utilización de procedimientos físicos basados en las características de las sustancias puras, para separar estas de una mezcla heterogénea o de una solución.



Presentación de los experimentos

EXPERIMENTO N.º 1. EL COLOR DE LOS CAMELOS



Muchas golosinas, como caramelos y confites, contienen colorantes que se emplean como aditivos para mejorar sus propiedades organolépticas. Los colores se logran por la combinación de varias sustancias que dan como resultado una gama de tonalidades muy particular.

Propósito

Separar colorantes presentes en golosinas mediante cromatografía en papel.



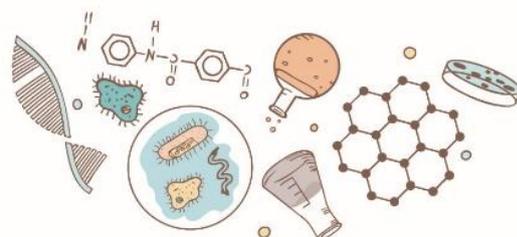
Materiales

- Círculo de papel de filtro de aproximadamente 8 cm de diámetro.
- Rectángulo de papel de filtro de 4 cm por 5 cm.
- Platito de plástico blanco.
- Pipeta Pasteur plástica.
- Frasco de plástico transparente de 50 mL o vaso pequeño.
- Lápiz.
- Confites recubiertos de colorantes o caramelos, preferentemente negros o marrones.
- Agua.



¡A experimentar!

- 1) Enrollar la tira de papel de forma tal que quede un rollito de 4 cm de largo lo más compacto posible.
- 2) Colocar dos o tres gotas de agua en el platito de plástico y humedecer el confite o caramelo, apoyándolo sobre las gotas de agua.
- 3) Pintar un círculo de 1 cm de diámetro aproximadamente en el centro del papel de filtro con el colorante de la cobertura del confite (apoyándolo en el lugar) y evitando que se rompa el papel.
- 4) Realizar un agujero con un lápiz en el centro del círculo y pasar el rollito de papel a través de él.
- 5) Colocar agua en el vaso de forma tal que reste 1 cm para que quede lleno completamente.
- 6) Colocar el círculo de papel sobre el recipiente con agua, de manera tal que el rollito quede en contacto con el líquido, pero el círculo de papel no.



- 7) Esperar unos minutos y retirar el círculo de papel y el rollito cuando aún resten aproximadamente 2 cm para que el colorante llegue al borde del círculo. Separar el rollito de papel del círculo de papel inmediatamente después.

- 8) Se puede repetir el procedimiento con confites de diferentes colores y comparar los resultados. Tener presente que los colores que están formados por la mezcla de dos o más colores (por ejemplo, el negro, marrón o violeta) son los que generarán resultados más vistosos en la cromatografía.

Algunas alternativas



El mismo procedimiento puede emplearse para separar los componentes de la tinta de los marcadores. Se puede probar con diferentes tintas o también con pigmentos naturales extraídos de plantas y flores para separar y observar la presencia de los componentes. Si no se observa desplazamiento de ellos utilizando agua, elegir otro solvente, por ejemplo, etanol (alcohol medicinal) o mezclas de ambos.

EXPERIMENTO N.º 2. LOS COLORES DE LAS TINTAS



Otra forma de separar los colores de una mezcla es empleando una columna cilíndrica rellena con sílica gel. En este caso, la mezcla de compuestos se coloca en la parte superior de la columna sobre la sílica y, posteriormente, se añade el solvente para separar los diferentes componentes. Esta técnica, además de separarlos, permite recoger los compuestos puros en distintas fracciones. En esta práctica, experimentaremos con tintas de diferentes colores para comprobar si cada una de ellas es, a su vez, una mezcla de colorantes.

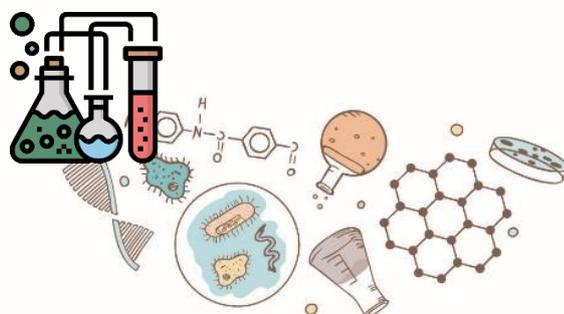
Propósito

Separar colorantes presentes en tintas mediante cromatografía en columna.



Materiales

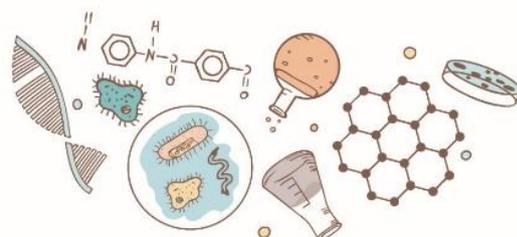
- Un pie soporte con doble pinza y nuez.
- Pipeta Pasteur plástica de 3 mL.
- Dos pipetas Pasteur plásticas de 1 mL.
- Sílica gel 60:80.
- Cucharita.
- Embudo plástico pequeño.



- Un pedacito de algodón.
- Gradilla.
- Cuatro tubos de Khan o, eventualmente, tubos de ensayo.
- Agua.
- Colorante negro, marrón o violeta.
- Palito de *brochette*.

¡A experimentar!

- 1) Cortar la parte superior de la pipeta Pasteur de 3 mL tal como se indica en la figura.
- 2) Colocar un pequeño trozo de algodón en el extremo inferior de la pipeta. Puede ser de ayuda emplear, por ejemplo, un palito de *brochette*.
- 3) Agregar cuidadosamente, utilizando un embudo y una cucharita, aproximadamente 1 g de sílica 60:80. A este diseño experimental lo llamaremos columna cromatográfica (ver figura).
- 4) Sujetar la columna cromatográfica empleando un pie-soporte y una pinza con nuez.
- 5) Por el extremo superior, agregar 0,5 mL de agua a la columna para humedecer la sílica del interior de la columna y facilitar su empaquetamiento.
- 6) Recolectar el líquido a la salida de la columna en un tubo de Khan.
- 7) A continuación, colocar cuatro o cinco gotas de colorante marrón o negro en la parte superior de la columna evitando, en lo posible, que la mezcla quede adherida a las paredes de la columna.
- 8) Dejar eluir la mezcla hasta que no quede más líquido por encima de la sílica.
- 9) Agregar inmediatamente 0,5 mL de agua y seguir recolectando el líquido a la salida de la columna en el tubo de Khan.
- 10) Agregar agua las veces que sea necesario para que se separen los colores. La columna nunca debe quedar sin agua.
- 11) Cuando las gotas a la salida de la columna tomen el color del primer colorante, cambiar inmediatamente el tubo de Khan y continuar con la recolección del líquido.
- 12) Agregar nuevamente 0,5 mL de agua. Cambiar el tubo de Khan cuando no eluya más líquido coloreado.
- 13) Agregar 0,5 mL de agua. Cambiar el tubo de Khan cuando comience a eluir líquido de otro color. Comparar los colores y la composición de las distintas fracciones colectadas en diferentes tubos de ensayo.



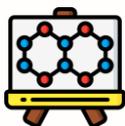
Algunas alternativas



Si no dispone de colorante líquido, se puede preparar de la siguiente manera: colocar aproximadamente 0,5 mL de agua en un vaso y sumergir repetidamente en el agua la punta de un marcador al agua de color negro, violeta o marrón.

Orientaciones didácticas

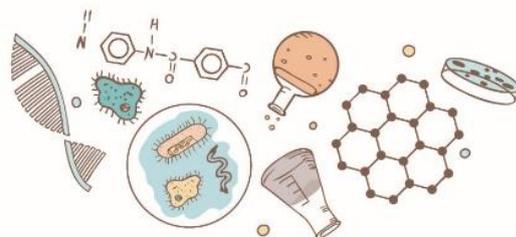
Encuadre



Estos experimentos se pueden proponer para el abordaje de métodos de separación de componentes de sistemas materiales. Por ejemplo, se podría presentar a los estudiantes distintas muestras, algunas correspondientes a sistemas heterogéneos (fideos cocidos flotando en agua, arena con agua, chinches mezcladas con trozos de madera) y otras correspondientes a sistemas homogéneos (sal disuelta en agua, tinta de marcador), pedirles que describan los materiales que pueden reconocer en cada una y luego proponerles esta pregunta para pensar: **¿se pueden separar los componentes de estas muestras?** Y, en caso de quienes sostengan que sí para algunas muestras, se puede proponer la siguiente pregunta: **¿cómo se les ocurre que podría hacerse?**

Para el caso de los sistemas heterogéneos, resulta más sencillo pensar en realizar las separaciones, ya que se emplean métodos de separación mecánicos, más habituales en la vida cotidiana, como la filtración, la decantación o la tamización. En cambio, los métodos de fraccionamiento para separar componentes de sistemas homogéneos no resultan tan intuitivos. Si no se ha trabajado previamente, para el caso de los sistemas homogéneos pueden aparecer ideas en relación a que estos no contienen componentes diferentes. La importancia de que aparezcan estas ideas es que pueden ser tensionadas a través de preguntas que permitan a los estudiantes problematizar lo que acontece.

Es importante proponer a los estudiantes distintas preguntas que les permitan acercarse a construir los conceptos de sistema homogéneo y sistema heterogéneo y advertir las convenciones que permiten definirlos. Por ejemplo, en el caso de que la escuela cuente con microscopio, se puede pedir a los estudiantes que clasifiquen algunas de las muestras que se ponen frente a sus ojos entre homogéneas y heterogéneas utilizando alguna definición genérica, se puede agregar entre las muestras un vaso de leche y, después de que la hayan clasificado como homogénea, invitarlos a observar la leche utilizando el microscopio y consultarles si continúan sosteniendo o no que se trata de una mezcla homogénea.



Actividades antes de iniciar los experimentos

En relación al Experimento N.º 1, se puede proponer a los estudiantes que lean la etiqueta de ingredientes en el paquete de caramelos, para que reconozcan que ese caramelo contiene muchísimos componentes y, entre ellos, varios colorantes. En relación al Experimento N.º 2, puede partirse de los siguientes interrogantes: **¿cómo están constituidas las tintas?, ¿cómo podríamos averiguar si una tinta es una sustancia pura o una mezcla?, ¿se trata de un sistema homogéneo o heterogéneo?** Será necesario orientar para que pueda concluirse que, en caso de ser mezclas homogéneas, sus componentes también podrían separarse por cromatografía.

Actividades después de realizados los experimentos

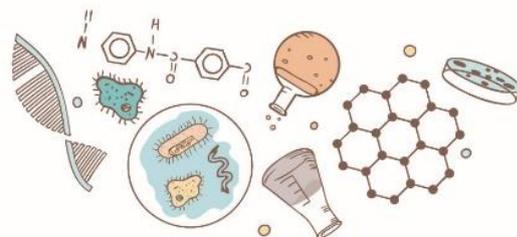
Sería interesante, por un lado, proponer a los estudiantes que comparen los dos diseños experimentales utilizados –en cuanto a sus ventajas y desventajas (simpleza del dispositivo y accesibilidad de materiales, rapidez en obtener los resultados, posibilidad de aislamiento de los componentes) –. Por otro lado, se puede propiciar que los estudiantes busquen información acerca de algunos usos que puede tener la separación de mezclas homogéneas en la actualidad.

Reconociendo sustancias químicas en alimentos

Introducción

En química analítica, es habitual la realización de estudios con reactivos para determinar la presencia o ausencia de una determinada sustancia en una muestra. En el ámbito de la química, se considera reactivo a cualquier sustancia que, en interacción con otra, en una reacción química, da lugar a otra sustancia con propiedades, características o estructura diferentes, el producto de la reacción. En nuestra vida cotidiana, por ejemplo, muchos estudios solicitados por razones médicas, que se realizan para determinar la presencia o ausencia de algún componente en una muestra de sangre, orina u otros tejidos, aplican pruebas utilizando reactivos.

El yodo, en contacto con almidón, produce algunas transformaciones que a simple vista se registran como alteraciones de color; se produce una tonalidad azul-violácea debido a la formación de un producto de reacción que posee este color. De este modo, el yodo es un reactivo que puede utilizarse para identificar la presencia o ausencia de almidón en distintos productos. En la actualidad, sabemos que esta reacción tiene que ver con la estructura molecular del almidón y del yodo: el almidón es un polímero (una macromolécula formada por la unión de moléculas más pequeñas); contiene dos subtipos de polímeros, la amilosa y la amilopectina. La amilosa es un polímero lineal, soluble en agua y tiene forma de hélice, en tanto que la amilopectina es un polímero de cadenas ramificadas, insoluble en agua. Cada espiral de la hélice de la amilosa está constituida por seis moléculas de glucosa y su estructura y tamaño son tales que en su interior pueden alojarse moléculas pequeñas, por ejemplo, las del yodo.



Más allá de esta explicación, es importante mencionar que muchas veces los reactivos se utilizan o se han utilizado (y de manera efectiva) sin conocer las razones por las que se produce determinada reacción.

Contenidos del Diseño Curricular que se pueden abordar

- Planificación y realización sistemática de exploraciones para indagar las propiedades de los materiales de la vida cotidiana.
- Identificación de los símbolos y fórmulas como una forma de expresión de la comunicación en química, representando algunos elementos y compuestos presentes en el entorno, en particular, en los seres vivos.
- Elaboración de hipótesis y conclusiones a partir de las observaciones realizadas o de la información disponible sobre propiedades de los materiales y cambios químicos.

Presentación del experimento

EXPERIMENTO N.º 3. EL ALMIDÓN ESCONDIDO

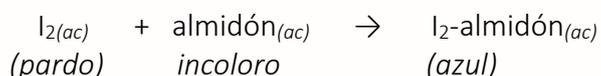


El almidón es una sustancia presente en gran parte de los alimentos de nuestra dieta. Las papas, el arroz, el maíz, el trigo, las lentejas, la banana, la calabaza, la zanahoria, todos tienen almidón. Las semillas y las harinas con las que se suele elaborar toda clase de comidas también contienen almidón. El almidón es un hidrato de carbono de origen natural que, en promedio, representa las tres cuartas partes de las calorías que consumimos.

Propósito

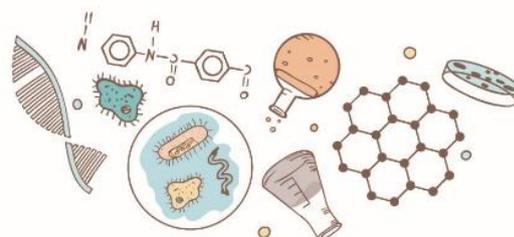


Determinar la presencia o ausencia de almidón en alimentos y sustancias (o mezclas de ellas) presentes habitualmente en una cocina. Esto se logrará mediante el agregado de reactivo de Lugol, alcohol iodado o solución de iodopovidona que coloreará de azul, violeta (o, eventualmente, negro) aquellos alimentos que contengan almidón.



Materiales

- Plato blanco.
- Gotero con alcohol iodado, solución de iodopovidona o reactivo de Lugol.
- Cucharas.
- Alimentos varios.



¡A experimentar!

- 1) Seleccionar distintos comestibles y sustancias empleadas en la elaboración de alimentos, por ejemplo: harina, sal de mesa, azúcar, bicarbonato de sodio, papas, choclo, jugo artificial, jugo natural de limón, queso de rallar, carne de pollo, huevo, etc.
- 2) Colocar cada una de las sustancias para analizar sobre un plato blanco y agregar unas gotas de alcohol iodado, solución de iodopovidona o reactivo de Lugol. La aparición de color azul, violeta o azul oscuro en el material indica la presencia de almidón. El uso de un plato de color blanco permite apreciar mejor los cambios de color.

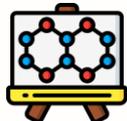
Algunas alternativas



La determinación de almidón puede realizarse en el alimento crudo o cocido; y, en el caso de un fruto, cuando está maduro o “verde”. Se pueden realizar pruebas de distintos alimentos en estas condiciones y comparar los resultados obtenidos.

Orientaciones didácticas

Encuadre

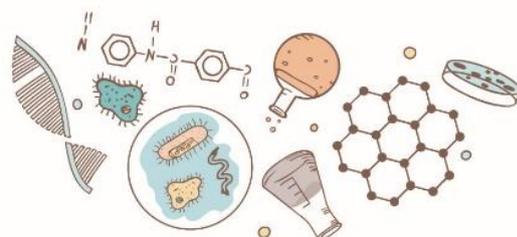


La realización de este experimento puede proponerse para avanzar en la construcción del concepto de cambio químico o reacción química. Al mismo tiempo puede dar lugar a que se conozcan y comprendan algunos procedimientos sencillos de química analítica que se realizan a partir de la utilización de reactivos para detectar la presencia o ausencia de determinado componente en una muestra, por ejemplo, como sucede con algunos “análisis clínicos”.

Actividades antes de iniciar el experimento

Se puede proponer a los estudiantes repasar algunos temas sobre alimentación saludable y nutrición posiblemente abordados en Biología en primer año. Se les puede consultar qué recuerdan o saben sobre los hidratos de carbono y proponerles que elaboren una lista preliminar con los alimentos que según ellos contienen carbohidratos.

Luego, se puede retomar la importancia de los carbohidratos en nuestra alimentación y presentar al almidón como uno de los principales carbohidratos que consumimos en nuestras dietas e invitarlos a experimentar para reconocer en qué alimentos de consumo cotidiano está presente o no este valioso componente de nuestra nutrición.



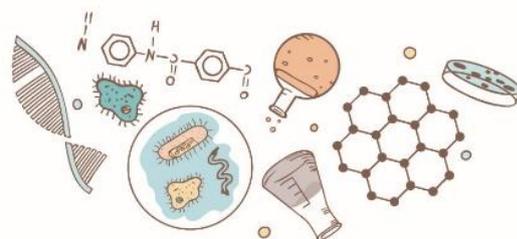
Actividades después de realizado el experimento

Sería interesante, una vez finalizado el experimento, cotejar los resultados con la lista preliminar que habían realizado. A partir de la experimentación, **¿qué alimentos podemos afirmar que contienen hidratos de carbono? ¿Podemos concluir que determinados alimentos que no se han teñido de azul en nuestra prueba no contienen hidratos de carbono?** Es importante que los estudiantes puedan reconocer que, al ser el almidón uno de los principales carbohidratos, pero no el único, podría haber alimentos que no se hayan teñido de azul pero que tengan también carbohidratos. Se les puede entonces proponer que busquen información para determinar si los alimentos que figuraban en la lista preliminar y no contienen almidón, o con los cuales no pudieron experimentar, contienen o no otros carbohidratos en gran cantidad, para saber si corresponde dejarlos en la lista. Se podría, en este momento, habilitar otras dos listas de alimentos, para ubicar aquellos ricos en proteínas y en lípidos y clasificar los alimentos que queden por fuera del grupo de los carbohidratos en alguno de estos grupos.

Se puede proponer, en este caso también, algún recorrido a través de la lectura de alguna noticia, texto descriptivo o entrevista a algún profesional del campo de la química, para mostrar la existencia de procedimientos similares en los que se utilizan este tipo de análisis con reactivos (por ejemplo, en algunos estudios médicos).

En caso de que se realicen las pruebas comparativas que se proponen al final del experimento para determinar la presencia o ausencia de almidón en cierto alimento, crudo y cocido, o en cierto fruto, verde y maduro, sería bueno proponer algunas preguntas. La prueba mostrará el caso de algunos frutos (la banana, por ejemplo) que si está “verde”, se tiñe de azul, y estando muy madura, ya no. También habrá variaciones en la tonalidad obtenida cuando se realice la prueba sobre alimentos que contienen almidón estando crudos y luego estando cocidos (y, en este último caso, también se podrían registrar diferencias si esos alimentos están aún calientes o si se los ha enfriado unas horas). Mientras se realizan estas pruebas, los estudiantes podrían ir registrando los resultados en un cuadro comparativo. **¿Qué ocurre con el almidón en estos casos?** Se les puede proponer a los estudiantes que realicen algunas conjeturas. Y luego que, en grupos, tomen uno de estos casos y busquen información sobre ese cambio que se produce (cuál es el estado inicial y el estado final), qué factores intervienen en esas transformaciones.

Esta puede entonces ser una buena oportunidad para abordar algunas características propias de los cambios químicos (que son aquellos en los que se modifica la composición de la materia) y el reconocimiento de algunas condiciones que influyen en estas reacciones (como la temperatura o el efecto de la oxidación al aire libre).



Experimentando la solubilidad de sustancias cotidianas

Introducción

El estudio de muestras reales, si bien suele ser complejo y requiere de adaptaciones y simplificaciones para ser llevado a cabo, permite acercar a los estudiantes al reconocimiento de sistemas materiales con los cuales estamos en contacto cotidianamente.

La solubilidad de una sustancia, o sustancias, en otra está relacionada con las propiedades fisicoquímicas de ambas. Sustancias con características similares (relacionadas con la polaridad de sus moléculas) pueden mezclarse entre sí, y llevar a la formación de una solución. Por ejemplo, el agua puede mezclarse con el alcohol medicinal (etanol) debido a que ambas son sustancias polares; en cambio, el agua no se mezcla con el aceite o con el hexano debido a que la molécula de agua es polar y la molécula de hexano (y las de los aceites en general) es no-polar. En el primer caso, resulta la formación de una solución, en tanto que en el segundo caso el resultado es un sistema material heterogéneo.

Contenidos del Diseño Curricular que se pueden abordar

- Interpretación del proceso de disolución desde el modelo cinético-corpúscular (incluyendo las variables), en particular, el estudio del agua como disolvente universal.
- Formulación y puesta a prueba de hipótesis en relación a las propiedades de los materiales, sus estados de agregación y el proceso de disolución.

Presentación del experimento

EXPERIMENTO N.º 4. SOLUBILIDAD EN AGUA Y EN ACEITE

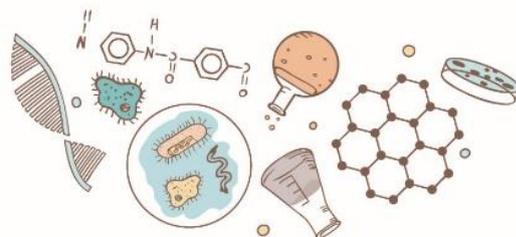
Propósito

Analizar la solubilidad en agua y en aceite de materiales que forman parte de nuestra vida cotidiana.



Materiales

- Aceite comestible.
- Agua.
- Cuchara.
- Alcohol medicinal.
- Jugos de fruta, en polvo o líquidos, miel, vino blanco.



- Gradilla.
- Cuatro pipetas Pasteur plásticas de 1,5 mL.
- Piseta.
- Probeta de plástico de 10 mL.
- Cuatro tapones de goma para tubos de ensayo N.º 5.
- Cuatro tubos de ensayo.

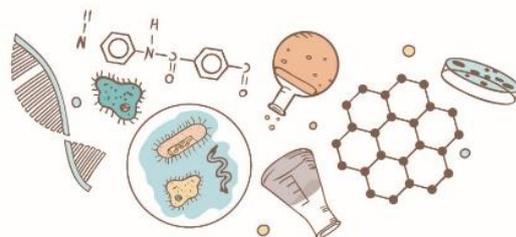
¡A experimentar!

- 1) Mezclar la muestra para analizar.
- 2) Colocar en un tubo de ensayo una porción de muestra (el contenido de una espátula para muestras sólidas, 1 mL para muestras líquidas).
- 3) Añadir a cada tubo de ensayo 10 mL de agua y tapar el tubo de ensayo.
- 4) Agitar invirtiendo el tubo de ensayo reiteradas veces. Observar y registrar el resultado obtenido.
- 5) Repetir el procedimiento indicado en 2) y 3) empleando aceite comestible en lugar de agua.
- 6) Comparar los resultados obtenidos para las distintas muestras cuando se emplea agua y aceite.

Actividades complementarias



Replicar el experimento utilizando glicerol (glicerina) o alcohol medicinal (etanol) como solvente. Proponer un protocolo de análisis de solubilidad de diferentes muestras sólidas en agua y en aceite, a temperatura ambiente y a 40-45 °C, utilizando un baño de agua tibia, para luego de realizadas las pruebas concluir acerca de cómo varía la solubilidad, en cada caso, con la temperatura.



TERCER AÑO

Experimentando con ácidos y bases

Introducción

Cuando el médico nos diagnostica un estado de acidez estomacal, suele recomendarnos, además de la dieta adecuada, la ingestión de un antiácido, es decir, un medicamento que contrarresta la condición ácida presente en esa parte de nuestro aparato digestivo.

En la naturaleza, y entre los productos sintéticos, existen sustancias (o mezclas de sustancias) ácidas, alcalinas (o básicas) y neutras. Por ejemplo, el jugo de limón es ácido, en tanto que el bicarbonato de sodio (componente de muchos antiácidos estomacales) da lugar a la formación de soluciones básicas cuando se lo disuelve en agua. El agua pura, por su parte, es neutra.

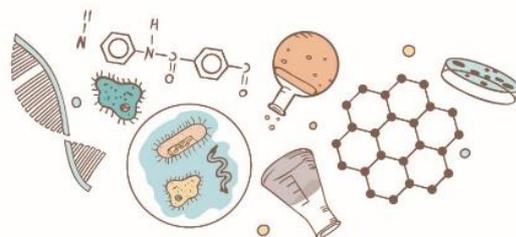
La unidad de medida más habitual para la acidez-alcalinidad de una muestra es el pH. Valores de pH menores a 7 indican que la sustancia o mezcla es ácida, un valor de 7 es propio de sustancias o mezclas neutras y valores superiores a 7 indican que son alcalinas (básicas).

Existen sustancias presentes en algunos vegetales que en contacto con otras sustancias o mezclas cambian de color hacia una tonalidad determinada, dependiendo de si se trata de ácidos o de bases. Esas sustancias pueden entonces ser utilizadas como indicadores ácido-base. Es el caso de las antocianinas presentes en el repollo colorado o el tornasol presente en algunos líquenes.

Para determinar el pH de una sustancia con más precisión se pueden utilizar instrumentos electrónicos o, más sencillamente, papel o cinta reactiva de pH que, en contacto con la sustancia o mezcla, adquiere determinado color, que luego se debe cotejar con los colores presentes en una escala predeterminada.

Contenidos del Diseño Curricular que se pueden abordar

- Identificación de sustancias ácidas, básicas y neutras a través del uso de indicadores ácido-base.



Presentación del experimento

EXPERIMENTO N.º 5. ¿CÓMO SE PUEDE DETERMINAR O MEDIR LA ACIDEZ O ALCALINIDAD DE UNA SUSTANCIA O MUESTRA?

5. a. ¿Qué acidez tienen?

Propósito



Determinar la acidez de materiales empleados cotidianamente en la elaboración de alimentos. Para ello, se empleará una cinta de pH, la cual por comparación con colores de referencia permite determinar el valor aproximado de pH de la sustancia o mezcla de sustancias analizadas.

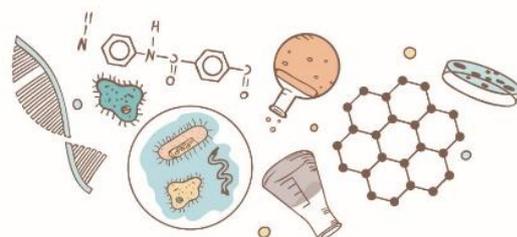
Materiales

- Vasos de vidrio transparentes pequeños o tubos vial con tapón de goma.
- Cinta de pH.
- Pipeta Pasteur.
- Agua.
- Cinco cucharitas.
- Sal de mesa, vinagre, azúcar, bicarbonato de sodio, jugo artificial de frutas, jugo de limón.



¡A experimentar!

- 1) Escoger de la cocina distintos materiales empleados en la elaboración de alimentos, por ejemplo: sal de mesa, vinagre, azúcar, bicarbonato de sodio, agua, jugo artificial de frutas y jugo natural de limón.
- 2) Tomar cinco tubos (o vasos) y agregar en cada uno, una cucharadita del elemento del cual desea determinar la acidez. En caso de que estos sean sólidos, agregar además 5 mL de agua y agitar suavemente el contenido del tubo.
- 3) En cada uno de los tres tubos, sumergir la cinta de pH por unos diez segundos y comparar el color obtenido en la cinta con el de referencia del envase. Registrar el valor obtenido y determinar, según la escala de pH, si se trata de una sustancia ácida, base o neutra.



Algunas alternativas



Se puede determinar la acidez de alimentos líquidos (por ejemplo, clara de huevo, leche) u otras sustancias presentes en los hogares (como jabón líquido, alcohol medicinal, shampoo, entre otros).

Se puede realizar el experimento utilizando como indicador el jugo de repollo. Dicho jugo se puede obtener hirviendo hojas del repollo colorado en agua.

5. b. Otros indicadores para determinar el pH de una muestra

Propósito



Explorar y comparar distintos métodos para determinar el pH de muestras compuestas por materiales presentes en la vida cotidiana. Se estimará el pH aproximado de las muestras empleando inicialmente como indicadores ácido-base algunas soluciones y, finalmente, una tira reactiva de pH (para obtener así valores más precisos).

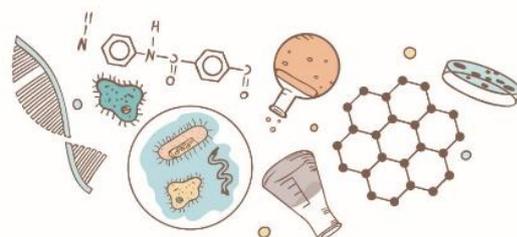
Materiales

- Miel, jugos de frutas, detergente.
- Solución de ácido clorhídrico 4% m/V.
- Solución de NaOH 4% m/V.
- Solución de azul de bromotimol.
- Solución de fenoftaleína.
- Solución de heliantina.
- Cinco pipetas Pasteur de plástico de 1,5 mL.
- Cuchara metálica.
- Seis tubos de ensayo.
- Agua.
- Seis tiras reactivas de pH.



¡A experimentar!

- 1) Introducir en cada tubo de ensayo una de estas muestras:
 - 1,5 mL de agua.
 - 1,5 mL de solución de NaOH.
 - 1,5 mL de solución de HCl .
 - 1,5 mL de jugo comercial de fruta.
 - 1,5 mL de detergente.
 - Una cucharada de miel.



- 2) Añadir a cada muestra de cinco a siete gotas de fenoftaleína. Registrar el color obtenido.
- 3) Repetir los procedimientos indicados en 1) y 2) empleando heliantina como indicador.
- 4) Repetir los procedimientos indicados en 1) y 2) empleando azul de bromotimol como indicador.
- 5) Repetir el procedimiento realizado en 1) y emplear una tira reactiva de pH como indicador. Comparar los valores de pH obtenidos en este punto con los obtenidos con los indicadores anteriores.

Notas

* El azul de bromotimol toma coloración amarilla a pH menores a 6,0, verde entre 6,0 y 7,6, y azul a pH mayores a 7,6.

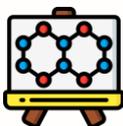
* La fenoftaleína es incolora a pH menores a 8,0, rosa pálido entre 8,0 y 9,6 y fucsia a pH mayores a 9,6.

* La heliantina toma coloración roja a pH menores a 3,1, naranja entre 3,1 y 4,4 y amarilla a pH mayores a 4,4.



Orientaciones didácticas

Encuadre



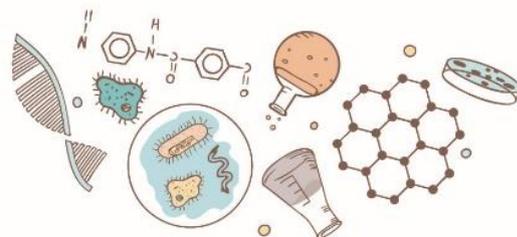
Estos experimentos pueden trabajarse de manera consecutiva. Son actividades que posibilitan acercamientos complementarios para que los estudiantes puedan identificar la acidez o alcalinidad como una propiedad química de las sustancias, factible de ser medida con distintas metodologías.

El pH es un concepto muy importante empleado por ejemplo en las industrias de la alimentación o de cosméticos y en el estudio de procesos biológicos. Además, la determinación de la acidez de una muestra a través del pH, es una temática que permite establecer puentes con contenidos del espacio curricular, como por ejemplo Biología de primer año, sobre el funcionamiento del aparato digestivo, particularmente en lo referente a las condiciones de acidez de los jugos estomacales.

Actividades antes de realizar los experimentos

En relación al Experimento N.º 5a, se puede hacer una breve exposición oral o a través de un texto que presente la acidez-alcalinidad como propiedad de las sustancias y la escala construida para su medición.

En relación al Experimento N.º 5b, se les puede proponer a los estudiantes experimentar con varios indicadores, para que puedan ver qué datos pueden aportar esos indicadores sobre la condición ácido-base de distintas sustancias, sin contar de antemano con niveles de pH de referencia de estas.



Para hacer un registro de manera más ordenada y luego facilitar la comparación, será importante registrar los resultados en un cuadro de doble entrada que pueden diseñarlo entre todos, y que cada grupo lleve al menos un registro:

	Fenofaleína	Heliantina	Azul de bromotimol	Cinta reactiva de pH
Agua				
Detergente				
Solución de NaOH				
...				
...				

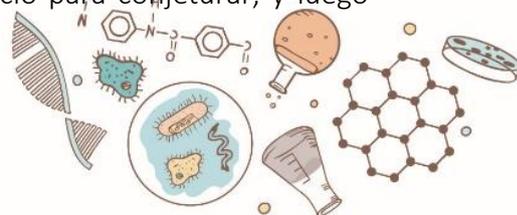
Actividades a realizar durante el Experimento N.º 5b

Para aprovechar al máximo este experimento, sería importante poder ir planteando algunas consignas que operen a modo de situaciones problemáticas para promover que los estudiantes se pregunten y vayan razonando sobre los datos que van registrando. Exponemos a continuación algunos ejemplos, pero se pueden proponer otros:

- Luego de relevados los datos correspondientes a las dos primeras columnas, **¿podemos determinar ya cuáles de las sustancias se tratan de ácidos y cuáles de bases?, ¿por qué?**
- Luego de relevados los datos correspondientes a la columna de azul de bromotimol, **¿qué podemos precisar en relación a la acidez o alcalinidad de las sustancias analizadas?**
- Establecer un ordenamiento tentativo de las muestras ordenándolas de más ácidas a más alcalinas.
- Luego de relevados los datos correspondientes a la última columna, corroborar el orden asignado.
- Se pueden proponer algunos acertijos del tipo: “Si una sustancia tiene pH 9, **¿qué color adquiriría en contacto con cada uno de los indicadores?**”. Y luego cotejarlo con los resultados de la práctica.

Actividades después de realizados los experimentos

Se podría preguntar a los estudiantes, luego del primer experimento, si se les ocurre alguna manera para disminuir la acidez del jugo de limón. O, estando el jugo de limón ya en contacto con la cinta de pH, se podría plantear la siguiente pregunta: **¿Qué les parece que sucedería si agregamos un poco de bicarbonato (que ya sabemos que es una sustancia básica) sobre el jugo de limón?** Se puede habilitar el espacio para conjeturar, y luego cotejar.



Si bien la neutralización como transformación ácido-base se estudiará en detalle en el Ciclo Orientado, este pequeño ejemplo permite mostrar que la acidez o la alcalinidad pueden neutralizarse. Se puede hacer referencia o analizar la etiqueta de algún medicamento antiácido, para advertir qué sustancias alcalinas se utilizan en la vida cotidiana con el fin de disminuir la acidez en el caso del proceso digestivo.

Una actividad interesante para realizar después de los experimentos sería la de medir el pH de la gaseosa 7up. Un discurso que circuló durante años mencionaba que el nombre de la gaseosa se debía a su alcalinidad (“arriba de 7” sería la traducción). Y, de hecho, hasta el día de hoy, muchos médicos y también padres o abuelos recomiendan tomarla cuando se está “mal de la barriga” porque su alcalinidad contribuye a regularizar la digestión.

Hecha una introducción parecida, puede proponerse a los estudiantes medir este pH y compararlo con el de algunas otras gaseosas. Comprobarán, así, que esta bebida gaseosa no es alcalina y que se trata de un mito que trascendió varias generaciones. Luego se puede compartir con ellos alguna noticia relativa a este mito, un disparador valioso para hablar sobre los mitos y el sentido común y el modo en que el conocimiento científico nos ayuda a librarnos de afirmaciones falsas.

Cinética química: la velocidad de las reacciones

Introducción

La velocidad de cualquier evento se mide por el cambio que ocurre en un intervalo de tiempo determinado. Por ejemplo, es posible medir la velocidad promedio con que se desplaza un automóvil sobre una ruta y expresarla en km/h. También es posible hablar de la velocidad de una reacción, la cual corresponde al cambio de la concentración de un reactivo o de un producto en un determinado intervalo de tiempo.

Las moléculas de los reactivos deben poseer una cantidad mínima determinada de energía cinética para reaccionar y convertirse en productos. A esta cantidad de energía se la llama energía de activación. El aumento de la velocidad de las reacciones químicas se debe al incremento en la cantidad de moléculas con energía mayor que la energía de activación.

La velocidad de una reacción puede modificarse por factores como la concentración inicial de reactivos, la temperatura y el agregado de un catalizador, entre otros. Por ejemplo, la mayoría de los procesos químicos que constituyen el metabolismo de los seres vivos, tanto reacciones anabólicas (de síntesis de nuevos compuestos), como catabólicas (de degradación de compuestos con el fin de producir energía útil) ocurren gracias a la presencia de enzimas, catalizadores biológicos que aceleran la velocidad de las reacciones en las que intervienen. Un catalizador es una sustancia que modifica la velocidad de una reacción sin que ella misma sufra un cambio químico permanente en el proceso, disminuyendo la energía de activación de una reacción y permitiendo así una vía diferente para la reacción.

El efecto de la temperatura sobre la velocidad de una reacción puede observarse en la intensidad de luz emitida por barritas luminosas a dos temperaturas diferentes. Estas barritas, empleadas comúnmente en actividades de campamento, como cotillón para fiestas, etcétera, generan luz a partir de reacciones quimioluminiscentes.



Contenidos del Diseño Curricular que se pueden abordar

- Reconocimiento de algunas variables que influyen en las reacciones químicas cotidianas y en los seres vivos; por ejemplo, temperatura y presencia de catalizadores.

Presentación del experimento

EXPERIMENTO N.º 6. FACTORES QUE INFLUYEN EN LA VELOCIDAD DE REACCIONES QUÍMICAS



Para comprobar el efecto de la temperatura sobre una reacción química experimentaremos con barritas luminosas. Cuando se desea obtener luz, se flexiona el tubo plástico de forma que el tubo de vidrio en el interior se rompa y entren en contacto ambos reactivos. Si se obtiene luz a partir de dos barritas y se las coloca a diferentes temperaturas, se observarán cambios en la intensidad de luz emitida.

En cuanto a la prueba con catalizadores, sabemos que el agua oxigenada se descompone lentamente a temperatura ambiente para formar agua y oxígeno. Sin embargo, este proceso se acelera si se le añade ioduro de potasio o levadura de cerveza.

Propósito

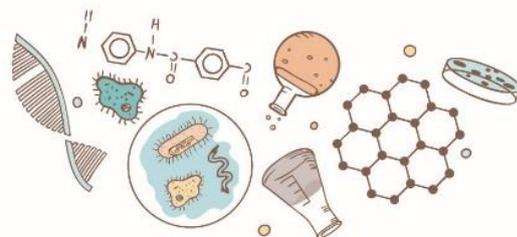
Observar y analizar el efecto de diversos factores (concentración de reactivos, temperatura y agregado de catalizador) en la velocidad de una reacción química.



6. a. Efecto de la concentración de los reactivos sobre la velocidad de una reacción

Materiales

- Ácido ascórbico.
- Cucharita o espátula chica.
- Azul de metileno.
- Solución acuosa de ácido sulfúrico 0,5 M.
- Cuatro tubos de ensayo rotulados "A", "B", "C" y "D".
- Pipeta Pasteur de 3 mL.
- Botella con agua.
- Gradilla.



¡A experimentar!

- 1) Colocar 0,10 g de ácido ascórbico en el tubo de ensayo "A", y 0,2 g en el tubo de ensayo "B". Añadir 3 mL de agua a cada uno empleando la pipeta Pasteur y disolver el sólido contenido en cada tubo.
- 2) Colocar 6 mL de ácido sulfúrico 0,5 M al tubo de ensayo "C" y añadir dos gotas de azul de metileno. Mezclar el contenido del tubo de ensayo.
- 3) Trasvasar la mitad del contenido del tubo de ensayo "C" al tubo de ensayo "D".
- 4) Trasvasar simultáneamente el contenido del tubo "C" al tubo "A", y el contenido del tubo "D" al tubo "B". Agitar las mezclas resultantes. Observar y registrar la información.

6. b. Efecto de la temperatura sobre la velocidad de una reacción

Materiales

- Dos barritas luminiscentes.
- Dos vasos de precipitados de 250 mL.
- Hielo.
- Conservadora para hielo.
- Agua caliente.
- Agua fría.
- Termo.
- Rótulos.



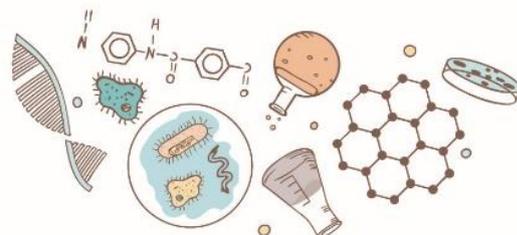
¡A experimentar!

- 1) Colocar en un vaso de precipitados agua con hielo y en otro, agua caliente (aproximadamente a la mitad del vaso).
- 2) Flexionar dos barritas luminiscentes de modo que se rompa el tubo interior de vidrio que contienen para que se inicie la reacción química luminiscente.
- 3) Colocar una barrita en agua fría y otra en agua caliente. Observar y registrar los resultados.

6. c. Efecto del agregado de catalizador sobre la velocidad de una reacción

Materiales

- Probeta de 250 mL.
- Bandeja plástica.
- Colorante alimenticio.
- Varilla de vidrio.
- Detergente.
- Agua oxigenada.



- Pipeta Pasteur de plástico.
- Vaso Pyrex o taza.
- Levadura.
- Agua tibia.

¡A experimentar!

- 1) Colocar una probeta de 250 mL sobre una bandeja plástica.
- 2) Agregar 50 mL de agua oxigenada en la probeta y añadir 10 mL de detergente por las paredes de la probeta.
- 3) Aplicar en las paredes internas de la probeta líneas verticales de colorante, empleando la varilla de vidrio.
- 4) Mezclar en un vaso dos cucharadas de levadura con 60 mL de agua tibia (a 40 °C, aproximadamente).
- 5) Agregar el contenido del vaso al contenido de la probeta. Observar y registrar los resultados.

Algunas preguntas para reflexionar



¿Qué factores influyen en la velocidad de las reacciones químicas analizadas? ¿Cómo se ve modificada la velocidad de la reacción en las experiencias realizadas? ¿Cómo se puede comprobar el cambio en la velocidad de los procesos químicos a partir los resultados obtenidos?

SEXTO AÑO

Las transformaciones químicas

Introducción

Las transformaciones o reacciones químicas consisten en cambios en la composición de la materia. Las sustancias que reaccionan, denominadas reactivos, reaccionan entre sí para que se originen nuevas sustancias, los productos. Las reacciones químicas pueden representarse mediante ecuaciones químicas, en las cuales se ajustan las cantidades de los reactivos y de los productos para que se cumpla la Ley de conservación de la masa. La estequiometría es la parte de la química que se encarga del cálculo de las proporciones cuantitativas entre las sustancias componentes de un sistema, por ejemplo, una reacción química. La unidad química para medir la cantidad de una sustancia es el mol, que para cualquier especie química equivale a $6,02 \times 10^{23}$ partículas elementales de esa especie (por caso, electrones, átomos, moléculas o iones).



Contenidos del Diseño Curricular que se pueden abordar

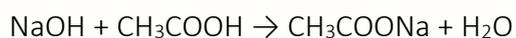
- Utilización de la nomenclatura química –tradicional, IUPAQ– para nombrar compuestos químicos.
- Representación simbólica de algunos cambios químicos que ocurren en el entorno y, en particular, en los seres vivos (oxidación, combustión, corrosión) a través del lenguaje específico: ecuación química.
- Realización de cálculos estequiométricos sencillos, utilizando factores de conversión: relaciones mol-mol, masa-masa, masa-volumen, mol-masa. Identificación del reactivo limitante de una reacción química. Uso de las unidades de expresión de la concentración de las soluciones y sus correlaciones: % m/m, % m/v, molaridad.

Presentación del experimento

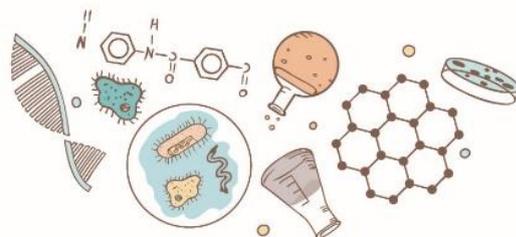
EXPERIMENTO N.º 7. COMPARANDO LA CANTIDAD DE ÁCIDO ACÉTICO EN DISTINTOS VINAGRES COMERCIALES



El vinagre debe su acidez a la presencia de ácido acético (CH_3COOH). La cantidad de ácido en una muestra puede determinarse cuantitativamente mediante el agregado de un indicador ácido-base, por ejemplo, fenolftaleína o azul de bromotimol, y el posterior agregado gota a gota de solución de hidróxido de sodio. La fenolftaleína en medio ácido es incolora, en tanto que en medio básico toma color fucsia. El azul de bromotimol es amarillo en medio ácido, verde en medio neutro y azul en medio básico. El cambio de color de estas sustancias con el pH permite determinar el momento en que se consume todo el ácido presente en la muestra. La reacción entre el hidróxido de sodio y el ácido del vinagre puede representarse según la siguiente ecuación:



Debido a que inicialmente en la mezcla hay exceso de ácido acético, el pH resultante es ácido y por lo tanto la fenolftaleína agregada no tiene color. El posterior agregado de solución de hidróxido de sodio consume poco a poco el ácido acético contenido en el vinagre hasta que no queda más ácido y, entonces, el hidróxido de sodio reacciona con la fenolftaleína tornándola de color fucsia. En este punto debe dejarse de agregar hidróxido de sodio, ya que los moles de hidróxido de sodio consumidos son iguales a la cantidad de moles de ácido acético presentes en el vinagre. De este modo, conociendo la cantidad de moles de hidróxido de sodio agregados, se puede precisar la cantidad de moles de ácido acético presentes en el vinagre. En esta actividad, se determinará la cantidad de ácido presente en diferentes tipos o marcas de vinagre. Si bien la determinación podría ser realizada en forma cuantitativa, aquí proponemos abordarla de modo relativo, comparando la cantidad de gotas de hidróxido utilizadas para cada vinagre, lo cual es directamente proporcional a la cantidad de ácido presente en cada vinagre.



Propósito

Determinar la cantidad relativa de ácido acético en distintos vinagres comerciales.



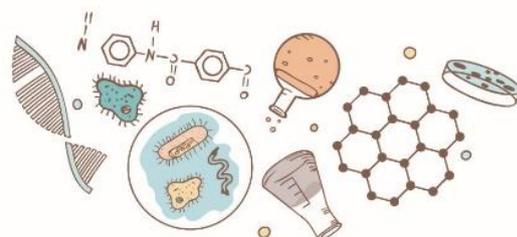
Materiales

- Tres vinagres comerciales de distinto tipo (de alcohol, de manzana, de vino) y marcas.
- Tres vasos de vidrio.
- Tres tubos vial o tubos de ensayo.
- Tres pipetas Pasteur de plástico de 1 mL.
- Gotero plástico con solución de hidróxido de sodio 1 M (4% m/V).
- Rótulos autoadhesivos.
- Gotero plástico con fenolftaleína.



¡A experimentar!

- 1) Elegir tres vinagres comerciales de distinto tipo (por ejemplo: de alcohol, manzana, vino, o de distintas marcas). Colocar un poco de vinagre en cada vaso y rotularlos indicando el vinagre que colocó en cada uno.
- 2) Colocar 1 mL de cada vinagre en los tubos vial empleando la pipeta Pasteur. Es importante colocar la misma cantidad de vinagre en cada uno, ya que de ello dependerá obtener un resultado correcto. Rotular los tubos indicando el vinagre que colocó en cada caso.
- 3) Añadir cinco gotas de fenolftaleína a cada tubo de ensayo y mezclar suavemente el contenido del tubo.
- 4) Tomar uno de los tubos y agregar gota a gota (contando cuántas) solución de hidróxido de sodio (agitando suavemente) hasta que la solución se torne de color fucsia y este no desaparezca por la agitación. En algunos casos, debido a la coloración del vinagre, el color observado no será estrictamente fucsia, sino una combinación resultante del color del vinagre y el color fucsia correspondiente al color que toma la fenolftaleína en medio básico.
- 5) Repetir el procedimiento descrito en el punto anterior con cada una de las demás muestras.
- 6) Comparar la cantidad de gotas empleadas para cada uno de los vinagres y discutir sobre los resultados obtenidos. La cantidad de gotas de reactivo de hidróxido de sodio empleadas permite ordenar de mayor a menor (o viceversa) el contenido de ácido acético de los vinagres analizados.



Algunas actividades complementarias



Leer el valor del ácido acético informado en las etiquetas de los distintos tipos de vinagre comercial y ordenarlos de acuerdo con el mayor o menor contenido de ácido de cada uno. Comparar este orden con el establecido mediante la determinación realizada en la actividad. ¿El orden es el mismo o es diferente? ¿A qué puede deberse esto? Buscar información sobre la estabilidad de los componentes del vinagre.

A partir de la cantidad de gotas de hidróxido de sodio empleada en el experimento, estimar la cantidad de ácido acético presente en el vinagre expresándola en % m/V. Comparar este valor con el informado en la etiqueta de la botella de vinagre. ¿Los valores son similares o diferentes? En caso de encontrar diferencia entre los valores, ¿a qué podría deberse?

EXPERIMENTO N.º 8. REACTIVO LIMITANTE Y EN EXCESO



Cuando se realiza una reacción química en el laboratorio es muy importante tener en cuenta la cantidad de reactivos que se colocan, dado que de ello depende la cantidad de productos que se forman. Surge así la necesidad de conocer si los reactivos están colocados en cantidades estequiométricas o si uno de ellos está en exceso.

Este experimento permite mostrar claramente cuándo un reactivo está en exceso, cuándo es limitante y cómo ambas situaciones tienen impacto sobre la cantidad de productos formados. Para ello, emplearemos la reacción que ocurre cuando se mezclan bicarbonato de sodio (NaHCO_3) y ácido acético (CH_3COOH) contenido en vinagre comercial.

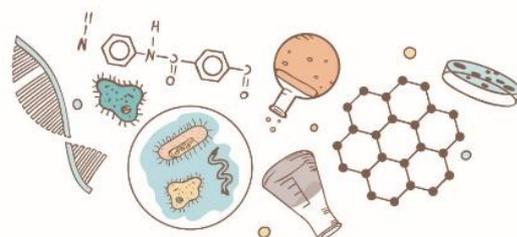
Propósito

Calcular las proporciones adecuadas de los reactivos en una reacción química, identificando el reactivo limitante y el reactivo en exceso.



Materiales

- Ocho globos.
- Bicarbonato de sodio.
- Ocho tubos de ensayo.
- Vinagre de alcohol.
- Hilo de aproximadamente 50 cm de largo.
- Probeta de 10 mL (alternativamente se puede emplear una jeringa sin aguja de 10 mL).
- Cinta transparente de embalar.
- Regla.



¡A experimentar!

- 1) Rotular ocho tubos de ensayo (tubos 1-8).
- 2) Colocar en cada uno los volúmenes de vinagre detallados en la segunda columna de la tabla.

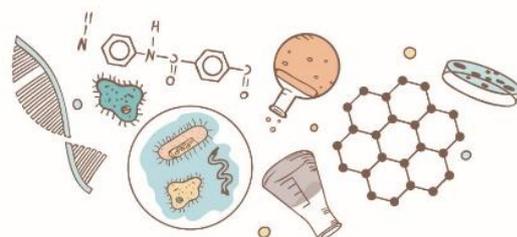
Tubo N.º	Volumen de vinagre (mL)	Perímetro del globo (cm)
	0	0
1	3,0	
2	6,0	
3	8,0	
4	10,0	
5	12,0	
6	14,0	
7	16,0	
8	18,0	

- 3) Colocar 0,8 g de bicarbonato de sodio en cada uno de los globos.
- 4) Conectar cada globo al tubo de ensayo teniendo la precaución de que el contenido del globo no caiga en el tubo de ensayo.
- 5) Asegurar la conexión entre el tubo de ensayo y el globo con cinta.
- 6) Invertir los tubos de ensayo de modo que se mezcle su contenido con el del globo.
- 7) Medir el perímetro de cada globo empleando el hilo. Cortar el hilo con la longitud correspondiente al perímetro.
- 8) Establecer la longitud del hilo empleando la regla. Registrar los valores obtenidos en la tercera columna de la tabla. ¿Qué se observa? ¿Qué conclusiones se pueden obtener a partir de este experimento?

Una alternativa posible



Una variante que se puede emplear en este experimento es colocar en el vinagre unas gotas de azul de bromotimol al comenzar el experimento y observar los cambios que se producen luego de completado. ¿Qué información adicional permite obtener esta variante?



EXPERIMENTO N.º 9. AUNQUE PAREZCA, NO SIEMPRE ES AGUA



En general, se supone que las actividades de laboratorio orientadas a describir procedimientos o metodologías sobre el modo de determinar la identidad de una sustancia requieren de gran cantidad de reactivos. Esto no siempre es así.

Tal como se plantea en esta práctica, en algunas situaciones, se puede determinar la identidad de una muestra utilizando una cantidad de reactivos relativamente pequeña.

Propósito

Realizar ensayos químicos que permitan corroborar si una muestra líquida acuosa contiene algo más que agua, y en caso de que así sea, identificar sus componentes.



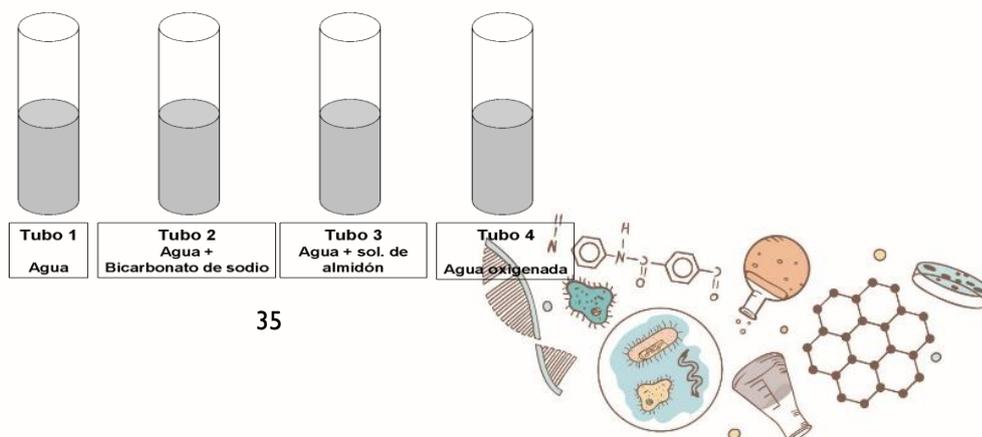
Materiales

- Agua.
- Agua oxigenada 10 volúmenes.
- Bicarbonato de sodio.
- Cucharita de plástico.
- Gradilla.
- Solución de yoduro de potasio 0,1 M.
- Pipeta pasteur de 3 mL.
- Solución de almidón.
- Solución de iodopovidona.
- Vinagre.
- Cuatro tubos de ensayo.
- Vinagre.



¡A experimentar!

1) Colocar 3 mL de agua en un tubo de ensayo; en otro 3 mL de agua y una pizca de bicarbonato de sodio; en otro, solución de almidón; en otro, 3 mL de agua oxigenada. Para mayor detalle consultar la Figura 1.



- 2) Pedir a un compañero o al docente que cambie el orden de los tubos de ensayo de forma tal que no se pueda establecer a simple vista el contenido de cada uno.
- 3) Proponer una forma en que podría determinar el contenido de cada tubo mediante ensayos químicos empleando solamente los reactivos listados anteriormente y la información brindada en el siguiente texto:

El agua oxigenada reacciona con el yoduro de potasio para formar una solución de triyoduro de potasio de coloración pardo-anaranjada.
La solución de almidón reacciona con solución de iodopovidona para dar lugar a la formación de una solución de color azul, debido a la formación del complejo I₂-almidón.
El bicarbonato de sodio reacciona con el ácido acético presente en el vinagre para formar dióxido de carbono gaseoso.
El agua no reacciona ni con el yoduro de potasio, ni con la iodopovidona, ni con el vinagre.

- 4) Antes de iniciar con los ensayos que propongan, consultar las medidas de seguridad requeridas para su realización.
- 5) Realizar los experimentos propuestos y corroborar si el procedimiento escogido es el adecuado.

Dato para tener en cuenta

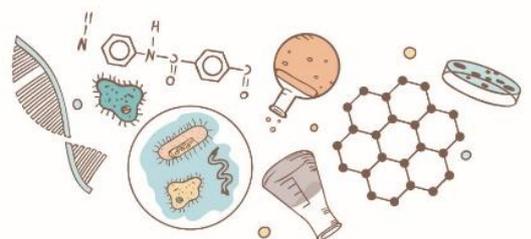


En química, es común el uso de **ensayos testigo** con muestras conocidas, para determinar la reactividad de ciertas especies químicas frente a ciertos reactivos, lo cual resultará de utilidad para dilucidar, por ejemplo, la composición de la solución presente en cada tubo.

Las biomoléculas

Introducción

La palabra “proteína” proviene del griego *proteios*, que significa “primordial”, y fue propuesta en 1838 por J. Berzelius para denominar así al material sin el cual no es posible la vida. Las proteínas desempeñan un gran número de funciones biológicas en las células de los seres vivos: forman parte de la estructura básica de los tejidos, intervienen en diversos procesos de crecimiento y desarrollo porque crean, reparan y mantienen los tejidos corporales, participan en procesos metabólicos actuando como enzimas, hormonas, anticuerpos, etc., y como reguladoras de diversos procesos, como el transporte de oxígeno y grasas en la sangre, eliminación de toxinas, regulación de vitaminas, entre otras.



Estructuralmente, las proteínas son macromoléculas denominadas “biopolímeros” y están constituidas por un elevado número de alfa-aminoácidos unidos entre sí por enlaces peptídicos. Los aminoácidos que constituyen las proteínas poseen una distribución y un ordenamiento muy variable en cada una de ellas, por lo cual se conoce que tienen una estructura muy compleja, que se organiza en cuatro niveles –una estructura primaria, una secundaria, una terciaria y una cuaternaria, respectivamente–. Estos niveles de organización estructural se configuran de acuerdo con los grupos químicos presentes en las cadenas laterales de los aminoácidos que las conforman y por la rigidez del enlace peptídico, por lo que la estructura resultante es la responsable de las propiedades y funciones esenciales que las proteínas desempeñan en los seres vivos.

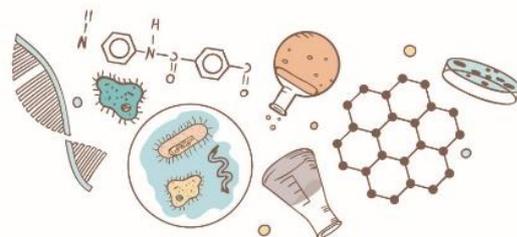
En los seres humanos, intervienen 20 aminoácidos diferentes en la formación de las proteínas, de los cuales 11 son sintetizados por nuestro organismo y se los denomina no esenciales o dispensables, los 9 restantes deben ser suministrados al organismo a través de la alimentación y se los denomina esenciales o indispensables, ya que la carencia de ellos impedirá la síntesis de las proteínas que los contengan y un consecuente deterioro de la salud y desnutrición.

Por otra parte, la vitamina C (ácido ascórbico) tiene un papel fundamental en diversas reacciones que ocurren en nuestro organismo debido a que es un antioxidante biológico y, por ende, puede protegerlo del estrés oxidativo. Se encuentra en alimentos de origen vegetal, por ejemplo, en los cítricos (naranjas, pomelos, limones), en las frutillas y los kiwis. Algunos jugos comerciales son enriquecidos en vitamina C.

En cuanto a los hidratos de carbono, los más pequeños son conocidos como monosacáridos porque están constituidos por una única molécula –habitualmente, de 5 o 6 átomos de carbono–, y pueden clasificarse en aldosas si presentan un grupo aldehído, o cetosas si el carbonilo corresponde a un grupo cetona. Los disacáridos resultan de la unión de dos monosacáridos. Cuando un monosacárido o un disacárido presenta un grupo aldehído libre, se dice que es un azúcar reductor.

Contenidos del Diseño Curricular que se pueden abordar

- Caracterización de las biomoléculas por su estructura y función biológica.
- Reconocimiento de grupos funcionales de compuestos de carbono: alcoholes, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, éteres, ésteres, aminas, amidas y halogenuros.
- Interpretación de algunos procesos químicos involucrados en la manipulación y conservación de alimentos.
- Reconocimiento e interpretación de las reacciones con transferencias de electrones: óxido-reducción (para el Experimento N.º 13).



Presentación de los experimentos

EXPERIMENTO N.º 10. ¿DÓNDE ESTÁN LAS PROTEÍNAS?



Las proteínas se encuentran en muchos de los alimentos que consumimos en mayor o menor medida, ya sean de origen animal, como huevos, leche y sus derivados, carnes, o de origen vegetal, en legumbres, cereales, harinas, tubérculos, raíces y frutas.

Propósito

Determinar la presencia o ausencia de proteínas en alimentos que consumimos habitualmente a través de un ensayo químico coloreado.



Materiales

- Tubos viales con tapón de goma.
- Solución de hidróxido de sodio, NaOH 1 M (4 % m/V).
- Solución de sulfato de cobre 2,5 % m/V.
- Pipetas Pasteur de plástico.
- Gotero con agua.
- Alimentos.



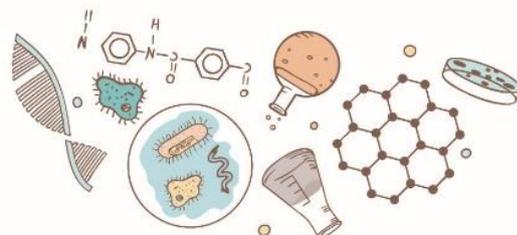
¡A experimentar!

- 1) Seleccionar diferentes alimentos, por ejemplo, harina, sal de mesa, azúcar, bicarbonato de sodio, leche, clara de huevo, yema de huevo, entre otros.
- 2) Colocar una pequeña porción de cada uno de ellos en un tubo vial.
- 3) Agregar agua hasta aproximadamente la cuarta parte del tubo.
- 4) Agregar a cada tubo 10 gotas de solución de hidróxido de sodio 1 M y, posteriormente, 10 gotas de solución de sulfato de cobre empleando la pipeta Pasteur. Tapar el tubo con el tapón de goma y agitar suavemente. La aparición de color violeta indica la presencia de proteínas.
- 5) Registrar los resultados obtenidos.

Actividad complementaria



Buscar en bibliografía a qué se debe la coloración obtenida ante la presencia de proteínas. ¿Se obtendría el mismo resultado en suplementos que contienen solo aminoácidos?



EXPERIMENTO N.º 11. DESNATURALIZACIÓN DE PROTEÍNAS



Cuando las cadenas de aminoácidos de una proteína adoptan la estructura tridimensional que les permite cumplir su función (con todos sus niveles de organización), se dice que la proteína está en su conformación natural. Existen factores o condiciones que pueden alterar esta conformación, produciendo lo que se conoce como “proceso de desnaturalización”, con lo cual se desordenan sus estructuras y, como resultado, las proteínas ya no cumplen su función biológica, o lo hacen de manera ineficiente. Debido al gran tamaño que poseen las moléculas proteicas, forman con el agua suspensiones coloidales que pueden precipitar formándose coágulos al ser calentadas a temperaturas superiores a 70 °C o al ser tratadas con agentes desnaturalizantes como el alcohol, los ácidos, la corriente eléctrica, etcétera.

Propósito

Observar los cambios producidos por agentes desnaturalizantes en la proteína del huevo.



Materiales

- Clara de huevo.
- Alcohol medicinal.
- Vinagre.
- Agua caliente aproximadamente a 80 °C.
- Tres tubos de ensayo.
- Gradilla.
- Cuatro pipetas Pasteur de plástico de 3 mL.



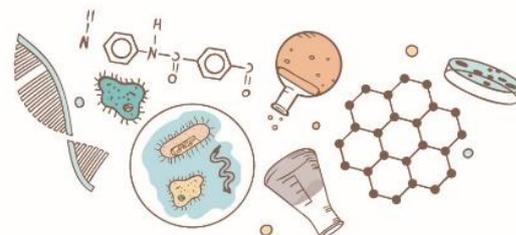
¡A experimentar!

- 1) Colocar en cada uno de los tres tubos de ensayo 3 mL de clara de huevo.
- 2) Agregar a uno de los tubos 3 mL de alcohol; a otro, 3 mL de vinagre; y al tercero, 3 mL de agua caliente.
- 3) Invertir cada tubo varias veces y observar los resultados.

Actividad complementaria



Buscar en bibliografía si el proceso de desnaturalización de proteínas es reversible o no, bajo qué condiciones, y si la desnaturalización de una proteína contenida en un alimento puede afectar su disponibilidad como nutriente humano.



EXPERIMENTO N.º 12. COMPARANDO LA CANTIDAD DE VITAMINA C EN JUGOS COMERCIALES



Para determinar la cantidad de vitamina C en una muestra se puede utilizar solución de almidón y reactivo de Lugol (alcohol iodado o solución de iodopovidona). El yodo agregado reacciona con el ácido ascórbico y, cuando se consume el ácido ascórbico, el yodo que se continúa agregando reacciona con el almidón y colorea la solución de azul.

Propósito

Determinar la cantidad relativa de vitamina C en jugos comerciales en polvo y comparar los valores con los informados en las etiquetas de los jugos.



Materiales

- Sobres de jugos comerciales en polvo. Conviene escoger algunos *light* y otros enriquecidos en vitamina C, todos ellos de diversos sabores.
- Cinco vasos transparentes.
- Cinco tubos viales con tapón de goma.
- Cinco pipetas Pasteur de plástico de 3 mL.
- Reactivo de Lugol, alcohol iodado o solución de iodopovidona.
- Embudo de plástico.
- Probeta de 50 mL.
- Una cucharita medidora.
- Cinco cucharas.
- Rótulos autoadhesivos.
- Solución de almidón 0,2 % m/V.



¡A experimentar!

- 1) Elegir varios sobres de jugos en polvo comerciales de diversos sabores y marcas.
- 2) Colocar una cucharada de jugo en cada vaso y rotular cada uno para distinguir el jugo del cual se ha tomado la muestra. Se debe procurar colocar la misma cantidad de sólido en cada uno de ellos, para lo cual se dispone de una cucharita plástica medidora.
- 3) Añadir 25 mL de agua en el vaso y disolver el sólido empleando una cuchara.
- 4) Tomar con la pipeta Pasteur 3 mL de cada una de las disoluciones preparadas y colocarlas en cada uno de los tubos vial. Agregar a cada uno 20 gotas de solución acuosa de almidón y mezclar.
- 5) Tomar uno de los tubos vial que contiene una de las mezclas y agregar gota a gota (contando cuántas) reactivo de Lugol (agitando suavemente) hasta que la solución se torne de color azul y este no desaparezca por la agitación. En algunos casos, debido a la coloración del jugo, el color observado no será estrictamente azul, sino una combinación



resultante del color del jugo y el color azul correspondiente al complejo formado entre el yodo y la amilosa.

6) Repetir el procedimiento descrito en el punto anterior con cada una de las demás muestras. Comparar la cantidad de gotas empleadas para cada uno de los jugos y discutir sobre los resultados obtenidos.

7) Verificar si la etiqueta del jugo comercial informa sobre el contenido de vitamina C. La cantidad de gotas de reactivo de Lugol empleada permite ordenar de mayor a menor (o viceversa) el contenido de vitamina C de los jugos analizados.

Actividad complementaria

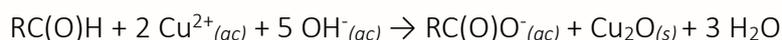


¿Cómo podría determinar de forma más exacta la cantidad de vitamina C que posee cada uno de los jugos? Diseñar un procedimiento para llevar adelante esta determinación. En caso de aceptar el desafío, en el kit hay disponible una muestra de 1 gramo de vitamina C.

EXPERIMENTO N.º 13. IDENTIFICACIÓN DE LA PRESENCIA DE AZÚCARES REDUCTORES



Los aldehídos se oxidan con facilidad a ácidos carboxílicos por la acción de agentes oxidantes suaves. Las aldosas (azúcares simples con grupos aldehído) tienen esta misma propiedad. En soluciones acuosas, estas reaccionan con solución de Cu (II) en medio básico para formar óxido de cobre (I), un precipitado de color rojo ladrillo.



En esta actividad se comprobará que la glucosa es un azúcar reductor, en tanto la sacarosa no lo es.

Propósito

Determinar la presencia o ausencia de azúcares reductores en solución.



Materiales

- Dos tubos de ensayo (o frascos de vidrio pequeños que puedan calentarse).
- Glucosa.
- Sacarosa (azúcar de mesa).
- Agua.
- Pipeta Pasteur de plástico de 1 mL.
- Solución de sulfato de cobre 2,5 % m/v.
- Solución de hidróxido de sodio 1 M (4 % m/V).
- Vaso de precipitados (u otro recipiente) con agua caliente.



¡A experimentar!

- 1) Colocar en un tubo de ensayo una pizca de glucosa y, en otro, una pizca de sacarosa.
- 2) Agregar a cada tubo de ensayo aproximadamente 1 mL de agua empleando una pipeta Pasteur y disolver el contenido de ambos tubos.
- 3) Agregar 30 gotas de sulfato de cobre 2,5 % m/v a cada tubo de ensayo.
- 4) Añadir 40 gotas de hidróxido de sodio 1 M a cada tubo de ensayo y agitar el contenido de ambos tubos.
- 5) Colocar ambos tubos en el recipiente con agua caliente. Observar e interpretar lo ocurrido.

Actividades complementarias



Los ensayos pueden realizarse además con lactosa, fructosa y otros azúcares, para luego clasificar esos azúcares en reductores o no reductores.

Soluciones de gases disueltos en agua

Introducción

Las soluciones son mezclas homogéneas en las cuales se presenta un componente mayoritario, el solvente, y otro –u otros– en menor proporción, el o los solutos. En las soluciones líquidas en las que participa el agua (soluciones acuosas), este compuesto se considera el solvente, aunque no se presente en mayor proporción. En las soluciones líquidas acuosas, el soluto puede ser un líquido, un sólido o un gas.

El estudio de las soluciones de gases en agua es de interés en biología y en química, por ejemplo, ya que juegan un papel fundamental en nuestro planeta. Así, por ejemplo, el dióxido de carbono disuelto en el agua de lluvia le confiere propiedades levemente ácidas, en tanto el oxígeno presente en el agua permite el desarrollo de la vida



acuática. Muchos casos de mortandad masiva de peces en lagos, ríos o mares son causados por el agotamiento del oxígeno gaseoso disuelto en el agua, que les permitía respirar.

Contenidos del Diseño Curricular que se pueden abordar

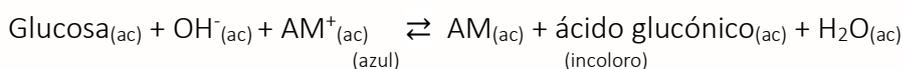
- Caracterización de soluciones y coloides por sus propiedades distintivas.
- Uso de las unidades de expresión de la concentración de las soluciones y sus correlaciones: % m/m, % m/v, molaridad.
- Preparación de soluciones de determinada concentración. Representación simbólica de algunos cambios químicos que ocurren en el entorno (oxidación, combustión, corrosión) a través del lenguaje específico: ecuación química.

Presentación del experimento

EXPERIMENTO N.º 14. DETERMINANDO LA PRESENCIA DE OXÍGENO EN EL AGUA

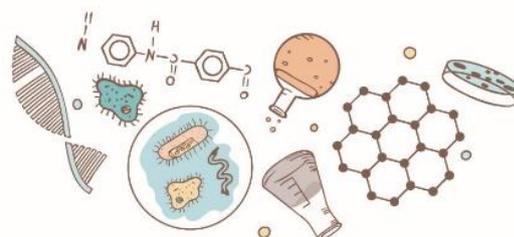


La solubilidad de los gases en agua, particularmente del oxígeno, disminuye a medida que aumenta la temperatura. En este experimento, se podrá visualizar cómo la mayor o menor cantidad de oxígeno disuelto en solución acuosa le confiere a esta una coloración diferente como consecuencia de reacciones entre el azul de metileno y el oxígeno. En presencia de oxígeno, el azul de metileno (AM) está presente en solución acuosa en su forma oxidada AM⁺ de color azul, en tanto que en ausencia de oxígeno se encuentra en su forma reducida AM incolora. En ausencia de oxígeno, el azul de metileno reacciona con la glucosa y se convierte en ácido glucónico y, por lo tanto, está presente como AM, mientras que en presencia de oxígeno se oxida a su forma AM⁺. A continuación, se muestra la serie de reacciones que ocurren y que dependen de la cantidad de oxígeno presente en solución.



Propósito

Comprobar la presencia de oxígeno en el agua y determinar qué factores pueden afectar la cantidad de oxígeno disuelto en el agua.



Materiales

- Glucosa (en Eppendorf).
- Solución de hidróxido de sodio, NaOH 1 M (4 % m/V).
- Solución de azul de metileno.
- Tubo de ensayo.
- Tapón de goma N.º 5.
- Probeta de plástico de 10 mL.
- Frasco de plástico rotulado "Solución de glucosa".
- Agua destilada.



¡A experimentar!

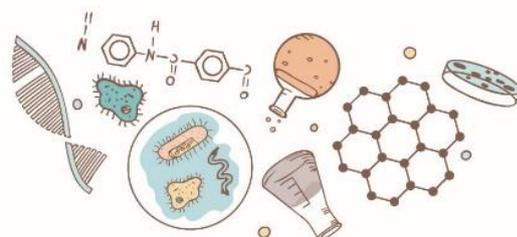
- 1) Preparar una solución de glucosa 1% m/V disolviendo 0,5 g de glucosa en 50 mL de agua destilada.
- 2) Colocar en el tubo de ensayo 10 mL de la solución de glucosa.
- 3) Agregar 4 mL de la solución de NaOH.
- 4) Añadir una gota de solución de azul de metileno.
- 5) Tapar el tubo de ensayo y agite. Dejar reposar la solución unos minutos y observar.
- 6) Agitar nuevamente y observar.

Actividades complementarias



Para favorecer la decoloración de la solución, se puede colocar el tubo de ensayo en agua caliente a baño María. La posterior agitación de la solución vuelve a colorearla de azul, color que desaparece nuevamente si se la deja en reposo. Este procedimiento puede repetirse numerosas veces. En este caso, la decoloración de la solución proviene del hecho de que la solubilidad de los gases (particularmente, del oxígeno) en agua disminuye a medida que aumenta la temperatura. La falta de oxígeno conlleva a la decoloración de la solución, la cual se restablece al ser agitada ya que permite el ingreso de oxígeno nuevamente a la solución.

Indagar: ¿por qué es importante mantener la cantidad normal de oxígeno disuelto en las aguas de mares, ríos y lagos? Se puede buscar en bibliografía en qué consiste el fenómeno de eutrofización del agua, y por qué perjudica severamente la vida de los animales marinos.



Nomenclatura química

Introducción

La química tiene su propio lenguaje para nombrar sustancias químicas, técnicas y materiales de laboratorio. Entre otras tantas cosas, los químicos han creado para comunicarse lo que llamamos una nomenclatura, una forma de nombrar elementos y compuestos. De esta forma, se puede contar a otros sobre lo que se hace y entender lo que otros hicieron. Como todo lenguaje, la nomenclatura química es variada ya que existen nombres usuales o cotidianos para identificar ciertas sustancias o mezclas (por ejemplo, agua oxigenada, ácido muriático, formol, etcétera). Además, a lo largo del tiempo se han establecido diferentes sistemas de nomenclatura: la tradicional, basada en el concepto de valencia, con sus sufijos y prefijos característicos (por ejemplo, óxido férrico para Fe_2O_3); otra por atomicidad, que cuenta los diferentes tipos de átomos presentes en una unidad molecular o iónica (por ejemplo, trióxido de dihierro para Fe_2O_3); y la reconocida actualmente por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC), basada en el concepto de número de oxidación (por ejemplo, óxido de hierro (III) para el Fe_2O_3).

Contenidos del Diseño Curricular que se pueden abordar

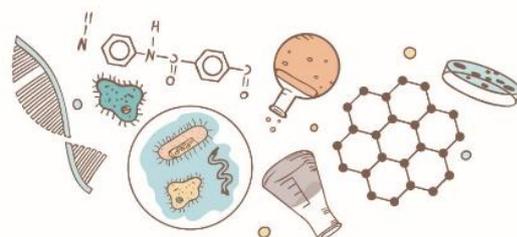
- Reconocimiento y caracterización de la diversidad de compuestos químicos en función de las propiedades características y distintivas: óxidos, hidróxidos, ácidos y sales.
- Empleo del estado de oxidación para la formulación de los compuestos químicos.
- Reconocimiento y utilización de fórmulas de compuestos químicos binarios y ternarios más relevantes.
- Utilización de la nomenclatura química –tradicional, IUPAQ– para nombrar compuestos químicos.

Presentación del experimento

EXPERIMENTO N.º 15. ¿QUIÉN ES QUIÉN?

Propósito

Nombrar sustancias químicas inorgánicas y clasificarlas según se trate de una sustancia elemental o un compuesto y, en tal caso, si se trata de un óxido, hidróxido o sal. Observar algunas de sus propiedades físicas.



Materiales

- Frascos transparentes conteniendo muestras sólidas de MnO_2 , CuSO_4 , CuCO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, Na_2CO_3 , NaCl , MgCO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, azufre, etc.



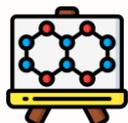
¡A experimentar!

Para cada una de las sustancias que se estudian:

- 1) Identificar si se trata de una sustancia simple o de un compuesto.
- 2) Indicar y registrar si se trata de una sustancia elemental, óxido, hidróxido, ácido o sal.
- 3) Registrar su nombre tradicional.
- 4) Observar y registrar propiedades físicas tales como el estado de agregación a temperatura ambiente, el color y la textura.

Fórmula química	¿Sustancia simple o de un compuesto?	Tipo de sustancia (óxido/hidróxido ácido/sal/sustancia elemental)	Nombre tradicional	Propiedades físicas
MnO_2				
CuSO_4				
CuCO_3				
$\text{Fe}(\text{OH})_3$				
Na_2CO_3				
NaCl				
MgCO_3				
$\text{Mg}(\text{OH})_2$				
S				

Orientaciones didácticas



Encuadre

Es interesante, en esta práctica, advertir a los alumnos que la observación es una habilidad experimental que no es sinónimo de “mirar”. Se debe recordar que, en el laboratorio, todas las sustancias deben considerarse potencialmente peligrosas, por lo que no deben tocarse ni olerse, por cuestiones de seguridad. La observación debería realizarse entonces tratando de obtener la máxima información posible, considerando además el marco teórico previo, es decir, los conocimientos que ya poseemos. Por



ejemplo, podemos decir “es azufre” cuando nos muestran una barrita cilíndrica de color amarillo pálido.

La discusión acerca del origen histórico y la diversidad de los nombres o fórmulas de las sustancias químicas y la necesidad de establecer una nomenclatura sistemática unificadora puede resultar muy significativa, particularmente para reconocer los criterios de clasificación de los compuestos inorgánicos.

Actividades después de realizado el experimento

Resultaría el momento adecuado para la sistematización y ampliación de las categorías de clasificación de las sustancias inorgánicas en simples y compuestas. Como compuestos binarios, definir aquellos con hidrógeno, otros con oxígeno y el tercer grupo de sales y, análogamente, con compuestos ternarios y cuaternarios. Sería importante, para cada grupo clasificado, mencionar sustancias de uso cotidiano (azufre, hierro, sal de mesa, agua, agua oxigenada, bicarbonato de sodio, entre otros) y ver si se conocen por su nombre “histórico” o no. Preguntas como “¿el agua y el agua oxigenada son óxidos o hidruros?” podrían disparar interesantes reflexiones e intercambios acerca de la arbitrariedad de las clasificaciones.

Las reacciones de óxido-reducción

Introducción

Las reacciones de óxido-reducción son un tipo de transformación muy importante, que forma parte de nuestra vida cotidiana. En la naturaleza, continuamente se producen reacciones de óxido-reducción, como por ejemplo los procesos de corrosión espontánea de materiales ferrosos, o reacciones que ocurren en el metabolismo de los seres vivos tales como la fotosíntesis en vegetales y la respiración.

El concepto de oxidación, desde hace siglos relacionado con la incorporación de oxígeno a un material, puede definirse como el proceso por el cual una especie química pierde electrones, y aumenta de esta manera su número de oxidación. Por el contrario, la reducción (antiguamente entendida como la pérdida de oxígeno o la ganancia de hidrógeno) se considera el proceso mediante el cual una especie química gana electrones disminuyendo así su número de oxidación. Ambos procesos, reducción y oxidación, están asociados ya que una especie gana electrones (el agente oxidante) porque la otra especie los pierde (el agente reductor). A la reacción global se la denomina de reducción-oxidación o más comúnmente redox.

Las reacciones redox transcurren con intercambio de electrones entre la especie oxidante y la especie reductora. Mediante el diseño experimental adecuado, este intercambio de electrones puede utilizarse para producir electricidad. A los sistemas redox que producen espontáneamente electricidad se los conoce como pilas, y son la base del funcionamiento de las pilas y baterías que conocemos como fuentes de energía



eléctrica para hacer funcionar diversos aparatos a corriente continua: teléfonos celulares, linternas, controles remotos, sistema eléctrico de los automotores, entre otros.

También puede utilizarse electricidad para que tenga lugar una reacción de óxido-reducción que no ocurre espontáneamente. Las transformaciones redox que necesitan energía en forma de electricidad para producirse se denominan reacciones endergónicas. Para que estas tengan lugar, se realiza un proceso denominado electrólisis, muy empleado en la industria, por ejemplo, para obtener metales puros o recubrir superficies.

La espontaneidad de una reacción redox, en condiciones estándar, puede predecirse a partir de los potenciales de reducción de cada una de las hemirreacciones que la conforman. Si la diferencia entre el potencial de reducción de la especie que se reduce y el potencial de reducción de la especie que se oxida es mayor que 0 V, la reacción global ocurrirá –teóricamente– de manera espontánea, caso contrario, no ocurrirá espontáneamente.

Contenidos del Diseño Curricular que se pueden abordar

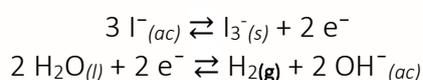
- Representación simbólica de algunos cambios químicos que ocurren en el entorno y en particular en los seres vivos (oxidación, combustión, corrosión) a través del lenguaje específico: ecuación química.
- Interpretación de los procesos de óxido-reducción que tienen lugar en una pila.
- Conocimiento de los procesos electrolíticos y sus principales aplicaciones tecnológicas.

Presentación de los experimentos

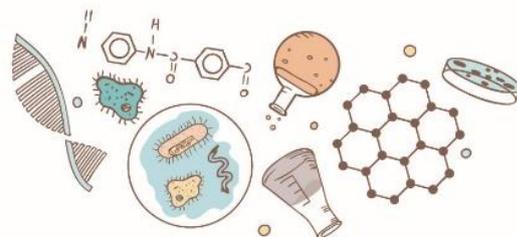
EXPERIMENTO N.º 16. CAPTURANDO ELECTRONES



Si se hace pasar corriente eléctrica a través de una solución de KI se produce la oxidación de los iones I^- y la reducción del agua, es decir:



La formación de aniones triyoduro puede visualizarse fácilmente por el color pardo, en tanto la formación de aniones oxhidrilos (OH^-) puede detectarse mediante el agregado de fenoftaleína, un indicador ácido-base.



Propósito

Observar los resultados obtenidos en el proceso de electrólisis empleando una solución de yoduro de potasio y fenolftaleína.



Materiales

- Solución de yoduro de potasio 0,1 M (16,6 % m/V).
- Cápsula de Petri (o platito blanco).
- Pisseta.
- Fenolftaleína.
- Batería de 9 V.
- Dos cables de aproximadamente 15 cm.
- Pipeta Pasteur plástica de 1 o 3 mL.



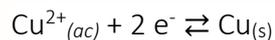
¡A experimentar!

- 1) Colocar 2 mL de solución de yoduro de potasio en el centro de la cápsula de Petri (o platito blanco), añadir cinco gotas de fenolftaleína y mezclar el contenido de la cápsula.
- 2) Conectar un cable al borne positivo de la batería y el otro al borne negativo.
- 3) Colocar la punta de los dos cables en contacto con la solución separados aproximadamente 1 cm entre sí y observar.

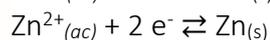
EXPERIMENTO N.º 17. EL COBRE Y EL ZINC NOS PLANTEAN UNA PREGUNTA

Propósito

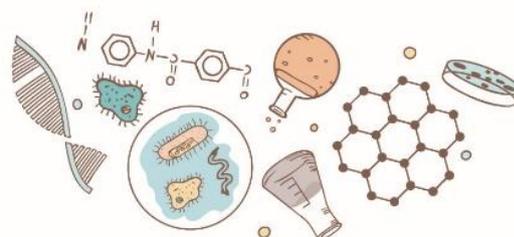
Realizar, analizar y predecir cuándo es posible que ocurra una reacción de óxido-reducción. Para ello, se plantea el estudio de reacciones de transferencia de electrones (óxido-reducción) que involucran a las siguientes hemirreacciones:



$$E^{\circ} = 0,34 \text{ V}$$



$$E^{\circ} = -0,76 \text{ V}$$



Materiales

- Dos vasos de precipitados.
- Solución de sulfato de zinc 0,1 M (16 % m/v).
- Solución de sulfato de cobre 2 % m/v.
- Un trozo de zinc metálico.
- Un trozo de cobre metálico.
- Pinza de depilar.



¡A experimentar!

- 1) Colocar en un vaso de precipitados 15 mL de solución de sulfato de cobre.
- 2) Ubicar en contacto con la solución el trozo de cobre metálico durante un minuto y luego retirarlo cuidadosamente. Observar y registrar el resultado.
- 3) Colocar el trozo de zinc metálico en contacto con la solución de sulfato de cobre durante un minuto y luego retirarla cuidadosamente. Observar y registrar el resultado.
- 4) Repetir los pasos 1 a 3 empleando solución de sulfato de zinc en lugar de sulfato de cobre.
- 5) Comparar los resultados obtenidos cuando se empleó sulfato de zinc y cuando se empleó sulfato de cobre.

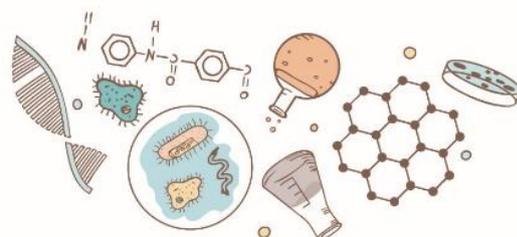
EXPERIMENTO N.º 18. CONSTRUYENDO UNA PILA



La pila de Daniell, uno de los primeros ejemplos históricos de pila galvánica, es un dispositivo que permite obtener energía eléctrica partir de reacciones químicas. Emplea electrodos de cobre y zinc, y soluciones de iones Cu^{2+} y Zn^{2+} para obtener energía eléctrica a partir de las siguientes hemirreacciones:



A partir de esto puede obtenerse una pila cuyo potencial estándar tiene un valor 1,10 V. La oxidación ocurre en el electrodo de Zn, a medida que la especie que se oxida libera electrones hacia el conductor metálico (cable), los cuales viajan a través del circuito externo hacia el electrodo de Cu, donde la especie que se reduce recibe los electrones del conductor metálico. El electrodo donde ocurre la oxidación se llama ánodo, y el electrodo en el cual ocurre la reducción, cátodo. En esta actividad diseñaremos una pila que emplea las mismas reacciones que ocurren en la pila de Daniell.



Propósito

- Utilizar una pila galvánica para obtener energía.



Materiales

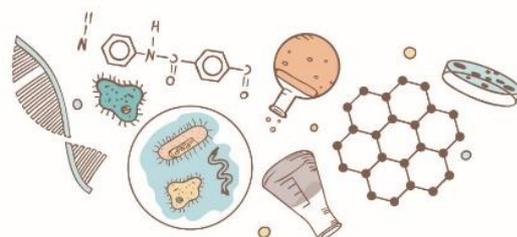
- Cuatro vasos de precipitados.
- Solución de sulfato de zinc 0,1 M (16 % m/v).
- Solución de sulfato de cobre 2 % m/v.
- Dos trozos de zinc metálico.
- Dos trozos de cobre metálico (si no dispone de un trozo de cobre, puede pelar un cable de aprox. 20 cm de largo que tenga varias hebras en su interior y enrollarlo construyendo un rollito de 2 o 3 cm).
- Papel absorbente.
- Solución de cloruro de potasio (o cloruro de sodio).
- Un led.
- Cuatro pinzas cocodrilo.
- Cuatro cables finos de aproximadamente 15 cm de longitud.
- Pipeta pasteur.
- Voltímetro.



¡A experimentar!

Primera parte: medición de la diferencia de potencial de la pila

- 1) Colocar en un vaso de precipitados 20 mL de solución de sulfato de cobre y, en el otro, 20 mL de solución de sulfato de zinc. Colocar un vaso al lado del otro (lo más cerca posible).
- 2) Conectar uno de los extremos del cobre a un cable empleando un cocodrilo metálico.
- 3) Conectar uno de los extremos del zinc a un cable empleando un cocodrilo metálico.
- 4) Colocar el trozo de zinc en el vaso que contiene sulfato de zinc.
- 5) Colocar el trozo de cobre en el vaso que contiene sulfato de cobre.
- 6) Embeber el papel absorbente con la solución de cloruro de potasio (o cloruro de sodio) y colocarlo en contacto con ambas soluciones de los dos vasos, como si realizase un puente entre ambos. Puede ser de ayuda emplear la foto al final de la guía correspondiente a este experimento.
- 7) Conectar las puntas de los cables que han quedado libres a las terminales de un voltímetro y medir la diferencia de potencial entre ambas terminales. Comparar el valor medido con el potencial estándar de la pila.



Segunda parte: medición de la diferencia de potencial de dos pilas en serie

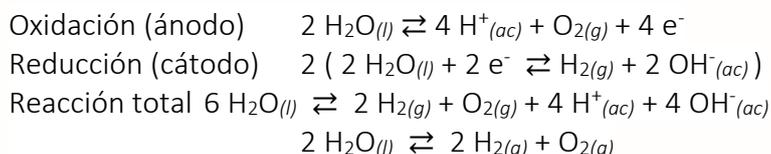
- 1) Construir una segunda pila igual a la descrita en el procedimiento anterior y colocarla al lado de la primera pila.
- 2) Conectar el cable sujeto al trozo de cobre de la primera pila con el cable sujeto al trozo de zinc de la segunda. Puede ser de ayuda emplear la foto al final de la guía correspondiente a este experimento.
- 3) Conectar los extremos de los cables que han quedado libres sin conexiones al voltímetro y registrar la diferencia de potencial.
- 4) Reemplazar el voltímetro por un led y observar lo que ocurre. Si el led no se enciende, construir una pila más y adicinarla a la serie que construyó anteriormente.

EXPERIMENTO N.º 19. LA ELECTRÓLISIS DEL AGUA

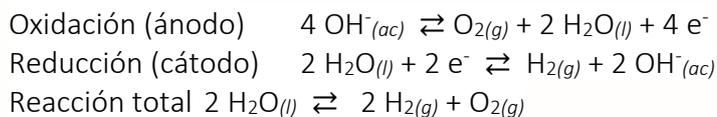


La electrólisis del agua es un proceso ampliamente utilizado para la obtención de hidrógeno gaseoso ($H_2(g)$). La reacción ocurre tanto en medio ácido como en medio alcalino, y sobre distintos tipos de electrodos. La energía consumida en el proceso es fuertemente dependiente de las condiciones experimentales y del tipo de electrodo empleado. Las reacciones que tienen lugar son las siguientes:

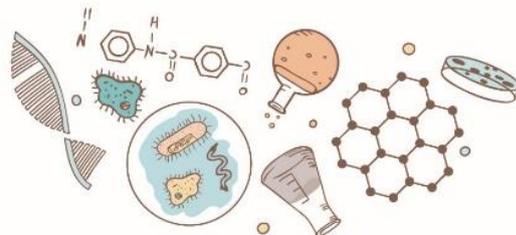
En medio ácido



En medio alcalino



Durante la electrólisis del agua, en el cátodo, ocurre la formación de iones hidroxilos, cuya presencia puede ser detectada por el color fucsia característico de la fenolftaleína en medio básico. El experimento ha sido tomado del libro *La Química en el mundo que nos rodea. Un abordaje teórico y experimental*, de Fabio E. Malanca y Velia M. Solís (2016).



Propósito



Realizar la electrólisis del agua mediante una celda electrolítica improvisada con el mínimo de elementos (batería comercial de 9 V, electrodos de grafito, solución de cloruro de sodio y fenolftaleína). Plantear las ecuaciones de óxido-reducción que se presentan en el sistema.

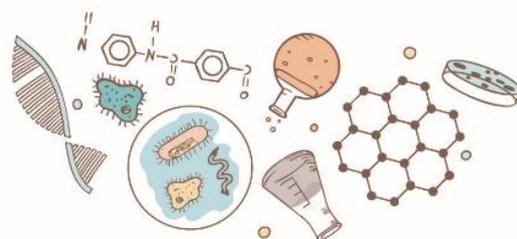
Materiales

- Agua.
- Sal fina de mesa.
- Solución de fenolftaleína.
- Un trozo de manguera de plástico transparente de aproximadamente 15 cm de largo y 0,7 cm de diámetro interno.
- Batería de 9 V.
- Dos cables de aproximadamente de 12 cm de largo.
- Dos electrodos de grafito (minas de lápices de 4 cm de largo).
- Embudo pequeño.
- Un vaso de precipitados de 100 mL.
- Cinta aisladora.

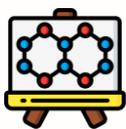


¡A experimentar!

- 1) Doblar en U la manguera y sujetar sus extremos en la parte superior empleando cinta transparente.
- 2) Colocar en el vaso de precipitados aproximadamente 20 mL de agua y una pizca de sal de mesa. Añadir cinco gotas de fenolftaleína y agite. Trasvasar la solución a la manguera empleando el embudo hasta aproximadamente 1,5 mL para completar el volumen de la manguera.
- 3) Conectar una mina de lápiz a cada extremo libre de los cables, de modo que haya un buen contacto entre el cobre y el grafito.
- 4) Recubrir cuidadosamente la unión cobre-grafito con cinta aisladora de modo que no quede cobre expuesto a la solución, pero sin cubrir demasiada la superficie de grafito.
- 5) Introducir los electrodos en ambos extremos de la celda de modo que queden bien sumergidos en la solución.
- 6) Conectar los cables a los bornes de la batería. En este momento, iniciará la electrólisis del agua.
- 7) Esperar, observar y registrar el color de la solución de cada electrodo. Registrar la polaridad de los bornes de la batería. Identificar cuál de ellos, el positivo y el negativo, corresponde al ánodo y cuál al cátodo respectivamente.



Orientaciones didácticas



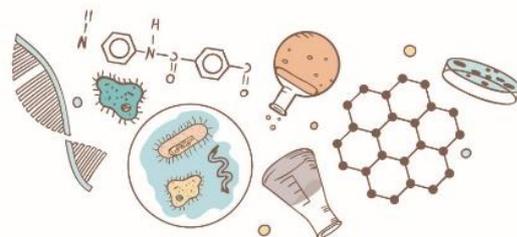
Encuadre

Además de las actividades específicas que se comparten en la siguiente sección, para abordar los contenidos vinculados a las reacciones redox, las prácticas propuestas se pueden complementar con pequeñas investigaciones, instancias de indagación e instancias explicativas. Aquí se enuncian algunas posibles:

- Buscar ejemplos de reacciones de óxido-reducción que ocurren en la vida cotidiana, como por ejemplo las combustiones y oxidaciones espontáneas.
- Plantear las ecuaciones que representan esas reacciones, indicando los números de oxidación a todas las especies químicas reactantes, para identificar cuáles de ellas aumentan su número de oxidación (se oxidan) y cuáles disminuyen su número de oxidación (se reducen) cuando se transforman en productos de la reacción.
- Abordar la serie electroquímica, a partir de los potenciales de reducción estándar de diferentes especies químicas (particularmente, metales) para predecir si una reacción será espontánea.
- Investigar por qué algunos metales son más fácilmente oxidables que otros.
- Buscar en la serie electroquímica qué metal podría utilizarse para oxidar al cobre.
- Investigar acerca de las características de las pilas. Estas son dispositivos muy utilizados en la vida diaria como sistemas de producción de energía eléctrica, por lo que sería importante que los estudiantes investiguen su composición, funcionamiento, variedades (pilas secas, húmedas, baterías de automotores, pilas alcalinas, etcétera) identificando que en todas hay reacciones de óxido-reducción espontáneas. Otras cuestiones relevantes para investigar tienen que ver con por qué “se agotan” las pilas, cuáles son recargables, y la contaminación que producen cuando se descartan.
- Plantear la electrólisis del agua como una fuente de producción de hidrógeno como combustible y analizar las ventajas y desventajas del uso de este combustible. Considerar en el análisis el tipo de fuente de energía que debería utilizarse para que la producción de hidrógeno sea más amigable con el cuidado del ambiente.

Actividades antes de iniciar los experimentos

- En relación al Experimento N.º 16: repasar el tema visto en años anteriores sobre indicadores ácido-base y sus intervalos de viraje de pH. ¿En qué casos será posible seguir el curso de una reacción con un indicador como fenolftaleína?
- En relación al Experimento N.º 17: predecir en función de los potenciales estándar de reducción del Zn y del Cu qué especie se oxidará y cuál se reducirá.
- En relación al Experimento N.º 18: proponer investigación sobre voltaje y composición de pilas de uso común como AA, AAA.



- En relación al Experimento N.º 19: pensar la descomposición del agua como una reacción de óxido-reducción, escribir la ecuación correspondiente adjudicando los números de oxidación en reactivos y en productos, identificando qué especie se oxida y cuál se reduce, el agente oxidante y el reductor.

Actividades después de realizados los experimentos

- En relación al Experimento N.º 16: plantear interrogantes como: “Si inicialmente el medio es neutro y la reacción se desarrolla por aparición de iones HO^- , ¿se podrá seguir el curso de la reacción utilizando fenolftaleína? ¿Y si se produjesen iones H^+ ? De no resultar posible, ¿qué otros indicadores podrían emplearse en ese caso?”.
- En relación al Experimento N.º 17: explicar las diferencias entre los resultados obtenidos cuando se empleó solución de sulfato de cobre y cuando se utilizó sulfato de zinc.
- En relación al Experimento N.º 18: buscar ejemplos de baterías con pilas en serie y con pilas en paralelo. ¿Cómo se calcula la diferencia de potencial resultante en cada caso?
- En relación al Experimento N.º 19: investigar acerca del hidrógeno gaseoso como combustible, en qué tipo de motores se emplea o se prevé su utilización. Discutir acerca del balance energético entre el gasto de electricidad que supone la electrólisis del agua para producir hidrógeno gaseoso y la cantidad de energía que puede liberar la combustión del hidrógeno formado.

SEGUNDO Y CUARTO AÑO (Biología)

Experimentando con células y microorganismos de la vida cotidiana

Introducción

Los seres vivos se clasifican convencionalmente en reinos, y en cada uno de ellos se presentan diferentes clases de células, desde los organismos unicelulares hasta los pluricelulares. Habitualmente, se define la célula como la unidad estructural, funcional y de origen de los seres vivos. En cuanto a su estructura, algunos tipos de células presentan un núcleo diferenciado del resto y protegido por una membrana (eucariotas), mientras que un tipo más antiguo de células no tiene núcleo diferenciado (procariotas).

Las bacterias son microorganismos unicelulares procariotas; como organismos, son los más abundantes de nuestro planeta. Nuestra piel está en contacto con bacterias todo el tiempo. Algunas producen enfermedades, y por eso es importante mantenerla higienizada, pero otras no hacen daño, son inocuas para la salud y están normalmente sobre la superficie de la piel. Hay miles de ellas, pero debido a que cada una mide solo una micra (1000 veces menos que un milímetro) y no poseen color propio, no pueden ser observadas a simple vista. Solo las podemos ver con nuestros ojos cuando se juntan millones de ellas formando una colonia de bacterias, lo cual se ve como un puntito



generalmente blanco amarillento del tamaño de la punta de un lápiz, como, por ejemplo, cuando tenemos una infección en la garganta.

Uno de los métodos de higiene más básicos e importantes es el lavado de manos. Este nos puede prevenir de numerosas infecciones causadas por microorganismos que se alojan en nuestra piel luego del contacto con superficies contaminadas y que pueden desencadenar enfermedades. De allí la importancia del lavado de manos y de conocer cómo hacerlo de la mejor manera. Desde hace miles de años se emplea el jabón vegetal con este fin, pero en la última década se promocionó masivamente la acción beneficiosa de jabones antibacteriales que contienen como principio activo el triclosán para la higiene habitual. Sin embargo, las ventajas de este tipo de jabón son controversiales, ya que el triclosán es contaminante para el ambiente y tóxico para el organismo en altas concentraciones.

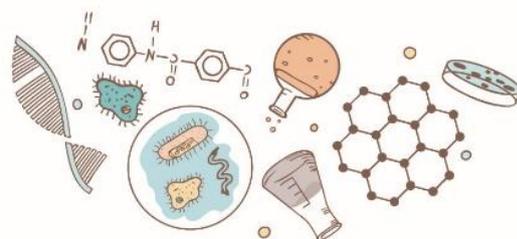
Contenidos del Diseño Curricular que se pueden abordar

Segundo año, Biología

- Identificación y reconocimiento de los componentes de la célula procariota y eucariota. Por ejemplo, utilizando el microscopio se pueden identificar diferentes tipos de células –bacterias, hongos unicelulares, raspado de mucosa bucal, cebolla, etc.– y algunos de sus componentes.
- Identificación e interpretación de algunos criterios para clasificar los seres vivos en reinos (tipo y número de células, nutrición, reproducción) con ayuda de claves, dibujos, pirámides, o fotografías.

Cuarto año, Biología

- Conocimiento de algunos aportes históricos al estudio de la biología celular.
- Profundización en la comprensión de las estructuras y funciones celulares: membrana y pared celular, mecanismos de transporte a través de membranas, núcleo, citoplasma y organelas celulares.
- Interpretación de los procesos metabólicos celulares de animales y vegetales: fotosíntesis y respiración celular.
- Interpretación de información obtenida mediante observación de preparados, microscópicos y de fotomicrografía.
- Reconocimiento de la diversidad animal y vegetal y de los mecanismos que a lo largo del tiempo han desarrollado para adaptarse a diferentes ambientes.



Presentación de los experimentos

EXPERIMENTO N.º 20. CÉLULAS PROCARIOTAS AL DESCUBIERTO

Propósito

Realizar el cultivo de colonias de bacterias (células procariotas) para su observación. Para ello, luego de cultivarlas las teñiremos y prepararemos en un portaobjeto para observarlas con un microscopio óptico.



Materiales

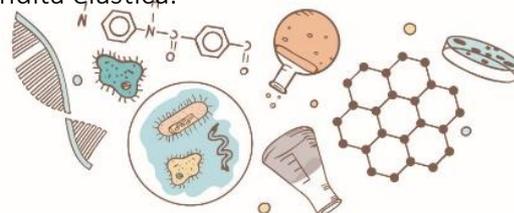
- Mechero.
- Hisopos estériles.
- Erlenmeyer de 250 mL.
- Cápsula o placa de Petri.
- Agua mineral.
- Agua de la canilla.
- Papel.
- Dos palitos de brochete.
- Bandita elástica.
- Recipiente plástico con agar nutritivo (Trypteina Soya o Mueller Hinton).
- Portaobjetos.
- Microscopio.
- Bandeja para tinción (se sugiere el uso de una bandeja plástica descartable).
- Gotero plástico con solución de cristal violeta para tinción.
- Vaso.
- Pinza de madera.
- Guantes.
- Trapo o agarradera para sostener materiales calientes.
- Estufa de cultivo (si no se dispone de una, las placas de Petri se pueden incubar en un lugar cálido –por ejemplo, cerca de una estufa– cuya temperatura se encuentre entre 30 y 38 °C).



¡A experimentar!

Primer momento: preparación del agar para placas de Petri (se sugiere que esta actividad la realice el docente)

- 1) Encender el mechero para crear un halo de esterilidad en el laboratorio. Al realizar esto, se obtendrá una zona estéril de 30 cm de radio alrededor del mechero.
- 2) Colocar 3,0 g de agar en 100 mL de agua mineral, dentro de un Erlenmeyer o vaso de precipitados de 250 mL, según indicaciones de la etiqueta. Cubrir la tapa del Erlenmeyer o frasco, con un papel sujetado con una bandita elástica.



- 3) Colocar el Erlenmeyer con la mezcla en un recipiente y calentar la mezcla a baño María hasta que el agar se disuelva totalmente, y la mezcla cambie de color marrón turbio a marrón translúcido. En la Figura 1 se muestra la coloración final que debe obtenerse.
- 4) Retirar el Erlenmeyer cuidadosamente empleando algún trapo o agarradera. Estará caliente.
- 5) Dejar que el Erlenmeyer se enfríe 5 minutos y verter el agar preparado en las cápsulas de Petri formando una capa de 0,5 cm (aproximadamente la mitad del volumen de la cápsula).
- 6) Tapar inmediatamente la cápsula de Petri para evitar la contaminación del medio. Tener presente que, si el agar se enfría más allá del tiempo recomendado, comenzará a solidificar y ya no será de utilidad.

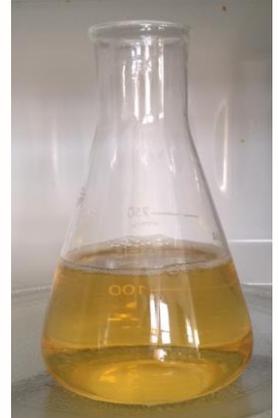


Figura 1. Mezcla de agar disuelto en agua

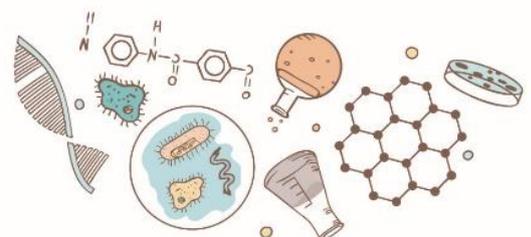
Segundo momento: toma de muestra y cultivo

- 1) Encender el mechero para crear un halo de esterilidad donde trabajar.
- 2) Tomar un hisopo estéril y, dentro del halo de esterilidad, frotarlo suavemente por la palma de la mano.
- 3) Abrir una placa de Petri dentro del halo de esterilidad y sembrar la muestra tomada con el hisopo pasándolo cuidadosamente sobre el agar.
- 4) Incubar la placa de Petri a 37 °C en una estufa de cultivo (o en un lugar cálido tal como fue descrito) para que las bacterias se reproduzcan. Al cabo de una noche, se deben observar puntitos con relieve de color blanco o amarillo sobre la superficie del agar, correspondientes a colonias bacterianas.

Tercer momento: colocación de la muestra en el portaobjeto

Las colonias de bacterias que crecieron en el agar tienen suficiente cantidad de bacterias para ser observadas al microscopio, pero aún resta colocarlas en el portaobjeto y colorearlas. Para ello, se utilizará una tinción especial para bacterias, llamada Tinción de Gram, que colorea a las bacterias de rosado o violeta, según la composición de su pared celular.

- 1) Encender el mechero.
- 2) Abrir la botella con agua mineral dentro del halo de esterilidad y tomar una gota de agua con el hisopo para colocarla en el medio del portaobjeto.
- 3) Abrir la placa de Petri dentro del halo de esterilidad, tocar una colonia con un nuevo hisopo estéril y luego llevarla al portaobjeto para ser mezclada suavemente con la gota de agua en forma circular hasta formar un extendido ovalado.
- 4) Sujetar el portaobjetos con una pinza de madera.
- 5) Pasar cinco veces el portaobjetos sobre la llama del mechero rápidamente. Esto permitirá que la muestra se adhiera al vidrio.



Cuarto momento: tinción de las células procariotas

- 1) Colocar dos palitos de *brochette* sobre la bandeja de tinción, tal como lo indica la Figura 2. Colocar varias gotas de solución de cristal violeta hasta cubrir el extendido en el portaobjeto.
- 2) Dejar el portaobjeto en reposo durante dos minutos para que actúe el colorante.
- 3) Enjuagar el extendido utilizando un vaso con agua de la canilla. Este procedimiento se debe realizar sobre la bandeja.
- 4) Dejar secar el extendido y examinarlo al microscopio. Para esto último le recomendamos los siguientes pasos:
 - a- Mover el espejo para redirigir la luz hacia la platina.
 - b- Colocar el portaobjeto en el microscopio y, desplazando la platina, buscar la región donde se encuentra la muestra.
 - c- Enfocar la muestra acercando el objetivo de 40X empleando las ruedas de enfoque.
 - d- Explorar el extendido al microscopio desplazando lentamente la platina.
- 5) Realizar un registro de lo observado a través de un dibujo y compararlo con los disponibles en bibliografía.

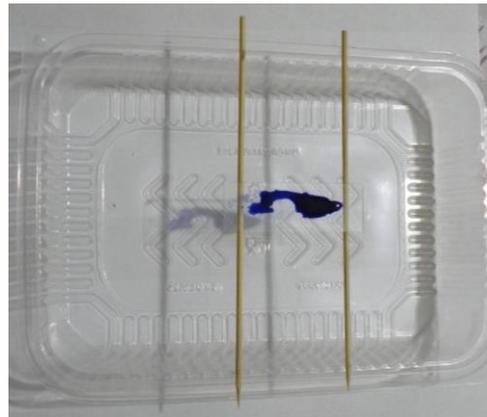
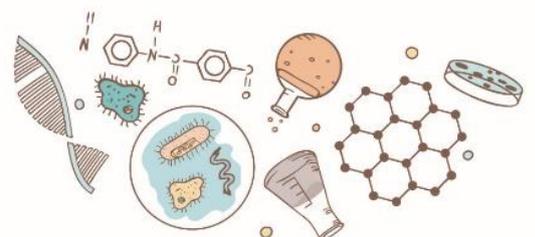


Figura 2. Diseño experimental utilizado para la tinción de la muestra



Figura 3. Imagen de un microscopio y breve descripción del uso de cada una de sus partes.



EXPERIMENTO N.º 21. CÉLULAS EUCARIOTAS AL DESCUBIERTO



Las células eucariotas miden entre 10 y 100 μm , es decir, son un poco más grandes que las procariontas, pero también requieren de un microscopio para poder ser vistas.

Propósito

Observar células eucariotas con el microscopio óptico de animales y vegetales, compararlas. En este caso, se tomarán las células de la mucosa bucal humana y las células de una cebolla. Como se trata de células incoloras, para poder observarlas se las coloreará previamente utilizando azul de metileno.



Materiales

- Portaobjetos (uno por muestra).
- Cubreobjetos (uno por muestra).
- Mechero de alcohol.
- Cebolla.
- Hisopos.
- Pinza de depilar o similar.
- Gotero con azul de metileno.
- Bandeja para tinción.
- Microscopio.
- Guantes.

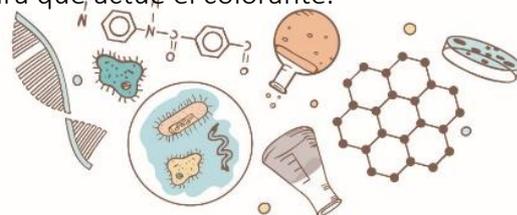


¡A experimentar!

Primer momento: para células animales

En esta actividad, observaremos las células que se descaman del epitelio de la mucosa bucal con el microscopio para poder establecer las características de las células eucariotas y compararlas con las de las células procariontas.

- 1) Rascar con un hisopo la mucosa bucal. Retirar el hisopo y pasarlo repetidas veces por la superficie del portaobjeto. Realizar el extendido.
- 2) Pasar el extendido rápidamente sobre la llama de un mechero tal como se describió en la actividad anterior. Al realizar este procedimiento el extendido se fija al vidrio, por lo que no se requiere del uso de un cubreobjeto para cubrir la muestra.
- 3) Colocar dos palitos de *brochette* sobre la bandeja de tinción tal como lo indica la Figura 2. Colocar varias gotas de solución de azul de metileno hasta cubrir el extendido en el portaobjeto.
- 4) Dejar el portaobjeto en reposo durante dos minutos para que actúe el colorante.



- 5) Enjuagar el extendido utilizando un vaso con agua de la canilla. Este procedimiento se debe realizar sobre la bandeja.
- 6) Dejar secar el extendido y examinarlo al microscopio. Dibujar una imagen representativa de ella.

Segundo momento: para células vegetales

En esta actividad observaremos células de una cebolla con el microscopio para compararlas con las células animales.

- 1) Separar una de las capas internas de la cebolla, desprendiendo con la pinza la membranita adherida por la cara inferior cóncava de una de sus capas. Llevarla al portaobjeto y centrarla, evitando que se enrosque.
- 2) Colocar dos palitos de *brochette* sobre la bandeja de tinción tal como se describió en la actividad anterior. Colocar varias gotas de solución de azul de metileno hasta cubrir el extendido en el portaobjeto.
- 3) Dejar el portaobjeto en reposo durante dos minutos para que actúe el colorante.
- 4) Enjuagar el extendido utilizando un vaso con agua de la canilla. Este procedimiento se debe realizar sobre la bandeja.
- 5) Dejar secar el extendido y cubrir la muestra con un cubreobjeto.
- 6) Observar al microscopio la muestra y dibujar una imagen representativa de ella.

EXPERIMENTO N.º 22. ¿ES MÁS EFECTIVO EL JABÓN ANTIBACTERIAL EN EL LAVADO DE MANOS?



En la vida cotidiana, el triclosán se emplea en productos cosméticos y de higiene personal (pasta de dientes, jabones, enjuagues bucales y desodorantes) principalmente por sus propiedades antimicrobianas.

Triclosán es el nombre de fantasía del compuesto químico con fórmula molecular: $C_{12}H_7O_2Cl_3$ y nombre químico 5-cloro-2-(2,4-diclorofenoxi)fenol.

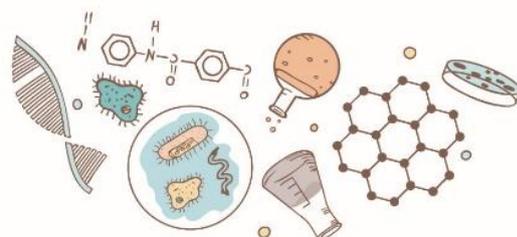
Propósito

Evaluar la efectividad del jabón antibacterial en comparación con otros jabones en el lavado de manos.



Materiales

- Jabón en barra común de cualquier marca, no antibacterial.
- Jabón en barra antibacterial (con triclosán).
- Jabón de tocador.
- Agua de canilla.
- Diez hisopos estériles.



- Cinco placas con agar nutritivo (preparado según procedimiento descrito en el Experimento N.º 20).
- Estufa de cultivo (si no posee una, las placas de Petri se pueden incubar en un lugar cálido –por ejemplo, cerca de una estufa– cuya temperatura se encuentre entre 30 y 38 °C).

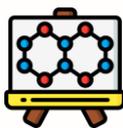
¡A experimentar!

Se recomienda realizar la actividad en un grupo integrado por cinco estudiantes para facilitar su desarrollo, según se describe a continuación.

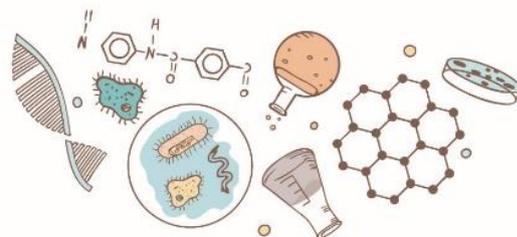
- 1) Encender el mechero para crear un halo de esterilidad donde trabajar.
- 2) Rotular cinco placas de Petri con agar como “Manos sin lavar”, “Manos lavadas con agua”, “Manos lavadas con jabón común”, “Manos lavadas con jabón de tocador” y “Manos lavadas con jabón antibacterial”.
- 3) Pedir a cuatro de los integrantes del grupo que se laven las manos de forma diferente: con agua solamente, con jabón común, con jabón antibacterial, con jabón de tocador. El quinto integrante del grupo no se lavará las manos. Para el lavado de manos, se recomienda hacer abundante espuma con el jabón y desparramarla por toda la superficie de las manos, sobre todo en los espacios entre los dedos y también en las uñas y yemas, durante 30 segundos. Enjuagar con abundante agua y no secarse.
- 4) Cada integrante del grupo utilizará uno de los hisopos estériles para frotarse bien la piel de las manos y luego procederá a sembrar la muestra (con ayuda del docente, dentro del halo de esterilidad) sobre el agar de la placa correspondiente.
- 5) Incubar las placas durante 18 a 24 horas a 37 °C.
- 6) Comparar el crecimiento bacteriano (contando los puntitos blancos/amarillentos, que son las colonias bacterianas) entre las placas “Manos sin lavar”, “Manos lavadas con agua”, “Manos lavadas con jabón común” y “Manos lavadas con jabón antibacterial”. Si hay crecimiento de otro tipo, colonias más grandes, de color verdoso cremoso o blanco algodonoso, puede tratarse de hongos. Discutir los resultados.

Orientaciones didácticas

Encuadre



Estas prácticas, si bien se agrupan bajo un eje común, pueden llevarse a cabo en diferentes años y espacios curriculares. Las dos primeras son muy adecuadas para Biología de segundo o cuarto año, mientras que la tercera es recomendable para Biología de cuarto año o bien algún EOI (Espacio de Opción Institucional) del Ciclo Orientado vinculado a la salud, por ejemplo, Adolescencia y Salud, Salud Comunitaria, Salud e Higiene.



Actividades antes de iniciar los experimentos

En relación a los experimentos N.º 20 y 21, se pueden proponer algunas tareas para realizar en el aula, tales como:

- Elaborar un dibujo esquemático de una célula procariota, nombrando sus partes.
- Buscar e investigar ejemplos de células procariotas.
- Elaborar un dibujo esquemático de una célula eucariota, nombrando sus partes.
- Buscar e investigar ejemplos de células eucariotas.
- Responder los siguientes interrogantes: **¿todas las células procariotas son organismos unicelulares? ¿Todos los organismos unicelulares son células procariotas?**

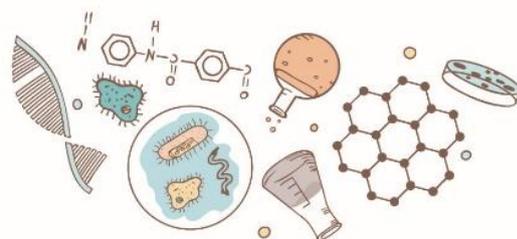
En relación al Experimento N.º 22, algunas preguntas para trabajar en el aula podrían ser: **¿qué son y adónde viven los microorganismos? ¿Todos causan enfermedades? ¿Qué microorganismos pueden encontrarse en la piel humana sana? ¿Por qué es necesario mantener la esterilidad al trabajar con microorganismos?**

Actividades después de realizados los experimentos

En relación a los experimentos N.º 20 y 21, para cada tipo de reino de los seres vivos, se puede investigar qué clases de células pueden encontrarse. **¿En qué se diferencian estructuralmente las células vegetales de las células de animales? ¿Cómo afectan las funciones de los organismos las diferentes estructuras de sus células (por ejemplo, cuál es la función de la pared celular en los organismos cuyas células contienen esta organela)?** Otra interesante actividad que se puede proponer es indagar **para qué sirve el agar nutritivo utilizado ¿Qué sustancias contiene?**

En relación al Experimento N.º 22, leer las etiquetas de los jabones empleados en la actividad. **¿Qué componentes son comunes en los jabones? ¿Cuáles son diferentes? Identificar aquellos que tienen triclosan y los que no lo poseen. ¿Cuál jabón ha sido más eficiente para eliminar microorganismos tras el lavado de manos?**

Esta actividad puede complementarse con otra en la cual se evalúe la efectividad de lavar el piso u otro material con lavandina o con un desinfectante comercial. En este caso, se puede lavar el material con uno u otro limpiador, pasar un hisopo sobre la superficie del material lavado y realizar el cultivo correspondiente. El conteo de la formación de colonias en cada caso determinará la efectividad de cada uno.



II- Actividades experimentales con enfoque lúdico

Pintando flores



La actividad “El color de los caramelos” (en el Experimento N.º 1) permite emplear la cromatografía para separar los colores que poseen los colorantes de los caramelos. En esta actividad, se procederá a separar los colorantes de fibrones empleando para ello un atractivo diseño experimental.

Propósitos

- Realizar una actividad visualmente atractiva, que permita explicar los conceptos de separación de componentes de una mezcla.
- Emplear la cromatografía en papel para separar colorantes presentes en tintas.



Materiales

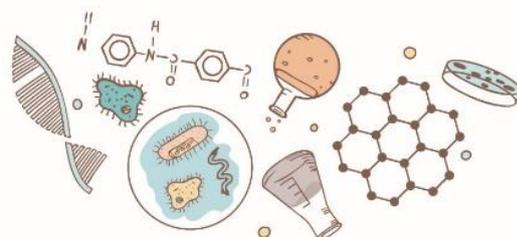
- Papel de filtro de café.
- Agua.
- Vaso de vidrio transparente.
- Fibras de colores.



¡A experimentar!

Diseño 1

- 1) Realizar con la fibra de colores una línea de 3 cm de largo por encima del extremo cerrado del filtro.
- 2) Tomar el filtro y enrollarlo dándole forma de cono.
- 3) Sujetar la parte inferior de papel de filtro, hacer un bollo con la parte superior y posteriormente tratar de darle forma de flor. Así, la forma del papel se asemejará a una flor, en la cual el extremo inferior corresponderá al tallo.
- 4) Agregar agua al vaso.
- 5) Colocar la flor en el vaso con el tallo hacia el interior de él, evitando que la parte superior de la flor tome contacto directo con el agua. Asegurarse de que el tallo tome contacto con el agua evitando que el nivel de agua no supere la línea realizada con las fibras.
- 6) Esperar unos minutos y retirar la flor del vaso cuando el color de las fibras se haya esparcido lo suficiente.



Diseño 2

- 1) Sujetar la parte inferior de papel de filtro, hacer un bollo con la parte superior y posteriormente tratar de darle forma de flor. Así, la forma del papel se asemejará a una flor, donde el extremo inferior corresponderá al tallo.
- 2) Pintar el centro de la flor con la fibra de color.
- 3) Remarcar con la fibra los bordes horizontales de la flor que se formaron al abollar el papel.
- 4) Agregar agua al vaso.
- 5) Colocar la flor en el vaso con el tallo hacia el interior de él, evitando que la parte superior de la flor tome contacto directo con el agua. Asegurarse de que el tallo tome contacto con el agua evitando que el nivel de agua no supere la línea realizada con las fibras.
- 6) Esperar unos minutos y retirar la flor del vaso cuando el color de las fibras se haya esparcido lo suficiente.



¿Se le ocurre otro diseño experimental que pueda servir para separar los colores que forman otras sustancias?

Haciendo banderas



Las sustancias que nos rodean poseen diferentes propiedades que permiten diferenciarlas, describirlas y establecer relaciones entre ellas. Algunas de esas propiedades despiertan la curiosidad al combinar las sustancias y formar mezclas muy interesantes.

Este experimento permite visualizar las diferencias de solubilidad de un colorante en tres líquidos que difieren en sus densidades y miscibilidad mediante un atractivo experimento.

Propósito

Realizar una actividad atractiva visualmente que permita explicar los conceptos de miscibilidad, densidad y solubilidad.



Materiales

- Un tubo de ensayo.
- Agua.
- Aceite comestible.
- Alcohol medicinal.
- Pipeta Pasteur plástica.
- Tinta azul soluble en agua.



¡A experimentar!

- 1) Colocar en un tubo de ensayo 5 mL de agua (aproximadamente, la tercera parte del tubo de ensayo) y agregar lentamente 5 mL de aceite. No mezclar el contenido del tubo de ensayo. Dejar caer luego una gota de la tinta azul y observar.
- 2) Agregar lentamente 5 mL de alcohol dejándolos escurrir por las paredes sin remover el contenido del tubo. Colocar una gota del colorante azul. Esperar aproximadamente 10 minutos y observar la coloración de las fases.
- 3) ¿Qué conclusiones puede obtener a través de este experimento?



Este experimento puede utilizarse, por ejemplo, para armar una bandera argentina empleando una gradilla y varios tubos de ensayo para exposiciones en stands en fiestas patrias.

Dulce arco iris



La luz blanca esconde, en su composición, una asombrosa mezcla de colores que es posible detectarlos en los días de suave llovizna cuando las gotitas de agua interactúan con los rayos del sol, formando un arco en el cielo conocido como arcoiris. Es posible descubrir los colores que encierra el arcoiris si se preparan mezclas de agua con diferentes cantidades de azúcar y colorantes alimenticios. En esta actividad, realizaremos mezclas de agua con azúcar de diferentes colores para formar un arcoiris. A partir de esta actividad, se pueden trabajar conceptos de densidad, solubilidad y miscibilidad de distintas sustancias o mezcla de ellas.

Propósitos

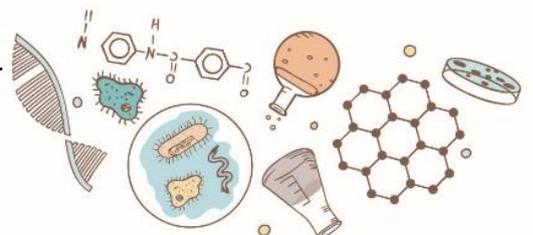
Comprobar la densidad de distintas soluciones acuosas.

Emplear conceptos de solubilidad y miscibilidad para explicar los resultados del experimento.



Materiales

- Una jeringa de 10 o 20 mL (sin aguja).
- Azúcar de mesa.
- Agua.
- Cuatro vasos de precipitado o frascos.
- Colorantes alimenticios líquidos (amarillo, azul, rojo).
- Una probeta de 250 mL.
- Cuchara.
- Círculos de cartulina: dos rojos, uno azul y uno amarillo.



¡A experimentar!

- 1) Colocar en fila los vasos de precipitado o frascos, uno sobre cada círculo de cartulina, en el siguiente orden: 1° rojo; 2° amarillo, 3° azul y 4° rojo.
- 2) Agregar dos cucharadas de azúcar al vaso sobre el círculo amarillo (2°), cuatro cucharadas de azúcar al vaso sobre el círculo azul (3°) y seis cucharadas de azúcar al vaso sobre el círculo rojo (4°).
- 3) Agregar 50 mL de agua a cada uno de los cuatro vasos de precipitados o frascos. Agitar con la cuchara el contenido de los vasos, hasta que el azúcar se disuelva.
- 4) Una vez disuelto el contenido de azúcar de cada vaso, agregar 5 gotas de colorante rojo al vaso sobre el círculo rojo (1°), 5 gotas de colorante amarillo al vaso sobre el círculo amarillo (2°), 5 gotas de colorante azul al vaso sobre el círculo azul (3°) y 5 gotas de colorante rojo al vaso sobre el círculo rojo (4°). Remover nuevamente con la cuchara el contenido de cada uno de los vasos.
- 5) Agregar lentamente el líquido rojo (4°) en la probeta por sus paredes, empleando una jeringa. Luego repetir el procedimiento con la solución azul (3°), posteriormente la solución amarilla (2°), y por último la solución roja (1°).
- 6) Observar atentamente: ¿qué ocurre a medida que se agrega cada solución?



Mencione otros experimentos que conozca en donde se ponga de manifiesto el concepto de densidad.

Atardecer químico

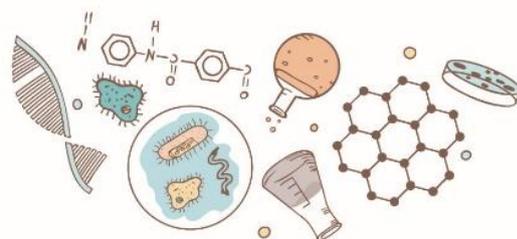


Cuando a una solución de tiosulfato de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(ac)$) se le agrega medio ácido, como por ejemplo ácido clorhídrico, el tiosulfato de sodio se descompone formando azufre ($\text{S}_{(s)}$) y dióxido de azufre ($\text{SO}_{2(g)}$). En este experimento, buscaremos evidencias de que la reacción química ha ocurrido y pondremos particular atención al tiempo que tarda en ocurrir completamente.

Propósitos

Observar qué cambios son indicativos de que ha ocurrido una reacción química.

Observar que hay reacciones que requieren de un tiempo para completarse.



Materiales

- Solución de tiosulfato de sodio 0,1 M.
- Solución de ácido clorhídrico 1 M.
- Probeta de 10 mL.
- Vaso de precipitados de 50 mL o vaso de vidrio pequeño.
- Varilla de vidrio.
- Linterna con luz blanca.
- Papel blanco.



¡A experimentar!

- 1) Colocar un papel blanco sobre la mesada.
- 2) Colocar 15 mL de solución de tiosulfato de sodio en el vaso de precipitados.
- 3) Agregar 10 mL de ácido clorhídrico. Revolver con la varilla de vidrio rápidamente.
- 4) Sujetar el vaso de precipitados aproximadamente a 10 cm de altura sobre el papel.
- 5) Encender la linterna y colocarla sobre la solución de forma de que el haz la atraviese e incida sobre el papel. Observar los cambios en la coloración del papel y esperar unos minutos sin modificar el diseño experimental.
- 6) Retirar la linterna y observar el color de la mezcla resultante en el vaso de precipitados.



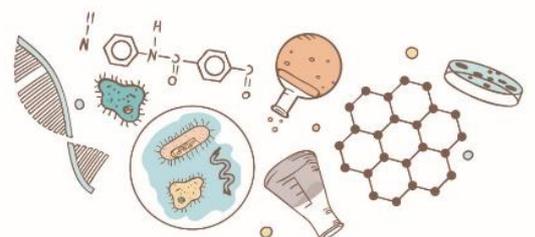
Este experimento debe ser realizado en un ambiente ventilado para evitar inhalar los gases formados, dado que se forma dióxido de azufre como producto de reacción.

¿Cómo se visualiza que ocurre la reacción entre el tiosulfato y el ácido clorhídrico? ¿Por qué se observan cambios en la luz que llega al papel? ¿La reacción química ocurre inmediatamente? Comparar la velocidad con la que ocurre esta reacción con otras que pueden ocurrir en el laboratorio y en la vida cotidiana.

Acuarela química



El repollo morado tiene un color intenso debido a que, además de la clorofila, posee otros pigmentos. Si mezclamos un extracto acuoso de repollo con diferentes sustancias de nuestro entorno, como el jugo de limón, el jabón de lavar la ropa, el agua, etcétera. podremos observar diferentes colores que aparecen en cada una de las soluciones. En esta actividad, realizaremos un dibujo sobre un papel que contiene jugo de repollo morado empleando sustancias ácidas, básicas y neutras.



Propósito

Observar cómo se ve modificado el color de una sustancia indicadora ácido-base natural por el agregado de sustancias (o mezclas) ácidas o básicas.



Materiales

- Hojas de papel de filtro 10 x 15 cm.
- Repollo morado.
- Agua.
- Cuatro pinceles.
- Cuatro vasitos.
- Vinagre.
- Jugo de limón.
- Solución de bicarbonato de sodio preparada a partir de una cucharadita de bicarbonato de sodio en medio vaso de agua.
- Mezcla jabonosa preparada a partir de un trozo pequeño de jabón blanco en medio vaso de agua.

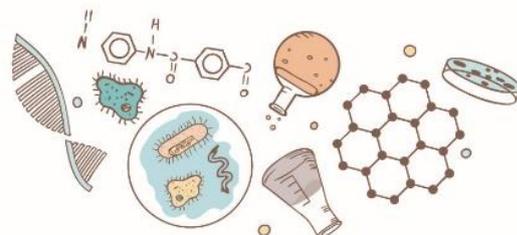


¡A experimentar!

- 1) Cortar en trozos pequeños 5 o 6 hojas de repollo morado y colocarlas en una jarra.
- 2) Agregar medio litro de agua hirviendo, tapar el sistema y dejar reposar durante 1 hora.
- 3) Filtrar el extracto y verterlo en un recipiente de boca ancha para sumergir las hojas de papel de filtro durante 5 minutos.
- 4) Retirar las hojas y dejarlas secar completamente de manera individual (para acelerar el procedimiento de secado se puede emplear un secador de pelo).
- 5) Colocar en los vasos el vinagre, el jugo de limón, la solución de bicarbonato de sodio y la mezcla jabonosa.
- 6) Realizar un dibujo sobre la hoja embebida con jugo de repollo, empleando las sustancias de los frascos y los pinceles. Se debe tener cuidado de no mezclar los pinceles correspondientes a cada frasco.
- 7) Esperar que sequen los papeles. ¿Qué se observa? ¿A qué se debe este fenómeno?



Le proponemos ampliar su dibujo empleando otras sustancias que le permitan obtener otros colores al pintar sobre la hoja embebida en jugo de repollo.



Un barco de papel con motor de detergente



Los líquidos presentan fuerzas sobre su superficie. Estas fuerzas se llaman tensión superficial. En el agua, estas fuerzas pueden ser modificadas por el agregado de detergente. En esta actividad, emplearemos este hecho para mover un pequeño barquito de papel.

Propósito

Observar cómo se modifica la tensión superficial del agua por el agregado de detergente.



Materiales

- Gotero con detergente.
- Gotero con agua.
- Barquito (triángulo de papel con un agujero calado en su lado más corto).
- Bandeja.
- Agua.

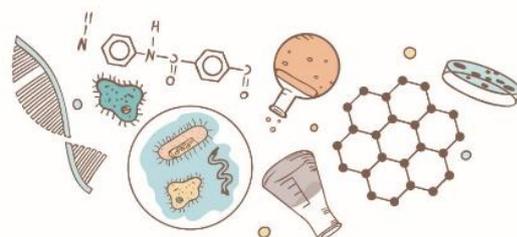


¡A experimentar!

- 1) Colocar agua en una fuente hasta que falte un centímetro para llenarse.
- 2) Colocar el triángulo de papel en uno de los bordes de la fuente.
- 3) Agregar dos gotas de agua en el agujero del barquito. ¿Qué observa cuando se colocan gotas de agua detrás del barquito?
- 4) Agregar dos gotas de detergente en el agujero del barquito. ¿Qué observa? ¿Por qué ocurre este fenómeno?



Proponga otros experimentos que le permitan observar la tensión superficial del agua.



Juntando partículas



En el siguiente experimento, trataremos de juntar partículas de pimentón que flotan en la superficie del agua empleando los conocimientos obtenidos en el experimento anterior.

Propósito

Observar cómo se modifica la tensión superficial del agua por el agregado de detergente.



Materiales

- Pimentón.
- Gotero plástico con detergente.
- Agua.
- Plato hondo.



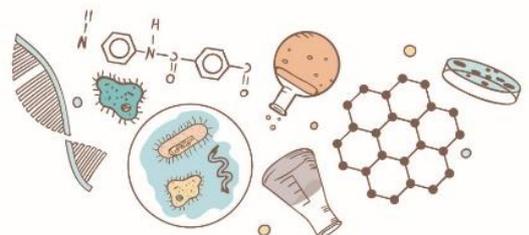
¡A experimentar!

- 1) Colocar agua en el plato hasta que falte 1 cm para alcanzar el borde.
- 2) Espolvorear pimentón sobre el agua, tratando de lograr una distribución uniforme.
- 3) Tratar de llevar las partículas de pimentón hacia el borde del plato empleando un dedo. Observar qué ocurre.
- 4) Tirar el contenido del plato y colocarle agua nuevamente. Espolvorear de nuevo pimentón sobre el agua.
- 5) Colocar ahora una gota de detergente en la punta de su dedo y tocar el agua en el centro del plato. Observar qué ocurre. ¿Por qué ocurre este fenómeno?

Cuando los colores hacen equilibrio



Un indicador es una sustancia cuyo color en solución depende de la acidez o basicidad del medio. La fenolftaleína es un indicador ácido-base que presenta color fucsia en soluciones básicas, en tanto que es incolora en soluciones ácidas. En esta actividad, observaremos los cambios de color de la fenolftaleína al cambiar la acidez del medio y, también, que estos cambios son reversibles.



Propósito

Observar cómo se modifica el color de un indicador ácido-base por el agregado de sustancias ácidas y básicas.



Materiales

- Una gradilla.
- Cuatro tubos de ensayo rotulados 1, 2, 3, 4.
- Gotero plástico con solución de HCl 0,1 M.
- Goteros con solución de NaOH 0,1 M.
- Gotero plástico con solución de fenolftaleína.

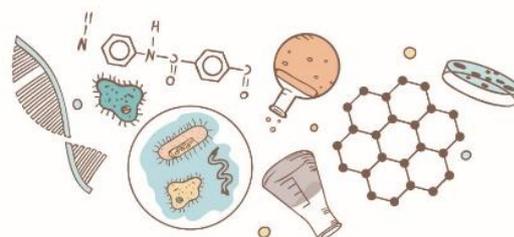


¡A experimentar!

- 1) Colocar 4 gotas de fenolftaleína en el tubo 1 y agregar agua destilada hasta la mitad del tubo de ensayo.
- 2) Colocar en 5 gotas de NaOH 0,1 M en el tubo 2.
- 3) Colocar 15 gotas de HCl 0,1 M en el tubo 3.
- 4) Colocar 30 gotas de NaOH 0,1 M en el tubo 4.
- 5) Verter el contenido del tubo 1 en el tubo 2 y observar.
- 6) Verter el contenido del tubo 2 en el tubo 3 y observar.
- 7) Verter, finalmente, el contenido del tubo 3 en el 4 y observar.
- 8) Buscar una explicación para los resultados obtenidos en este experimento. ¿Qué es un proceso reversible?

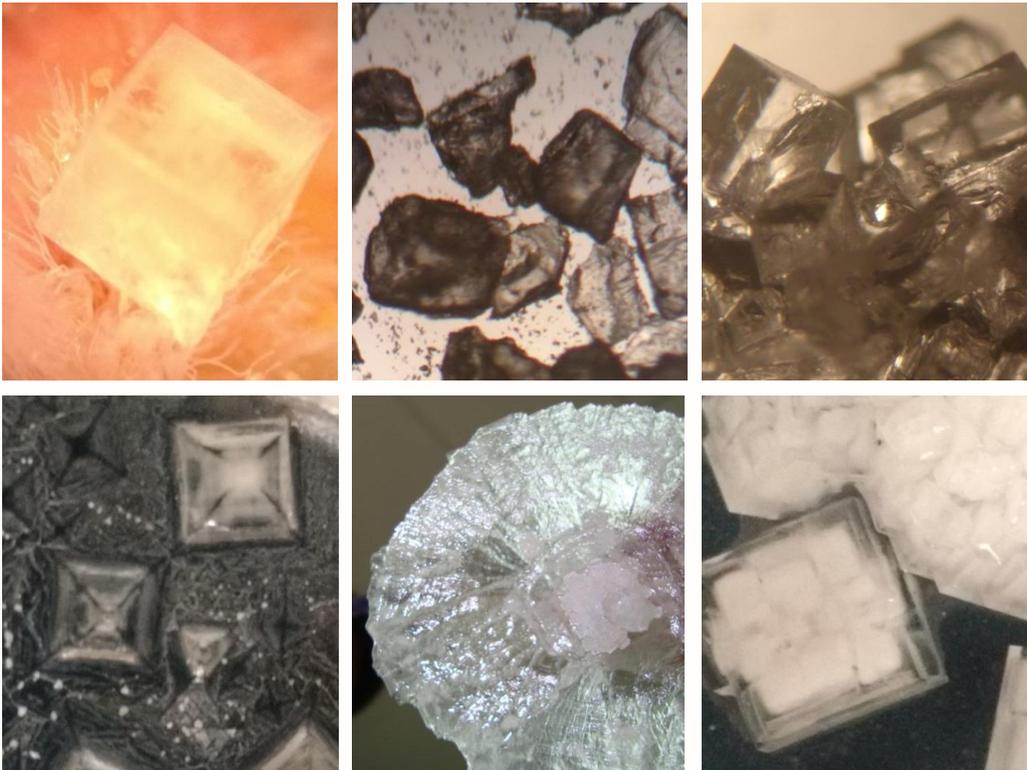


Se puede repetir el experimento empleando otras sustancias que cambien de color con el agregado de sustancias ácidas o básicas. ¿Se anima a llevar a la práctica su idea?



III- Cristales, la belleza oculta

¿Qué tienen en común estas imágenes?



¡Sí, todos son cristales! Pero hay algo más que tienen en común...

¿Notó que tienen una forma fundamental en común? Estos cristales tienden a formar cubos, algunos de forma más perfecta que otros. Esa similitud se debe a que son químicamente idénticos porque todos son cristales de cloruro de sodio (NaCl), el principal componente de la sal de mesa que consumimos todos los días.

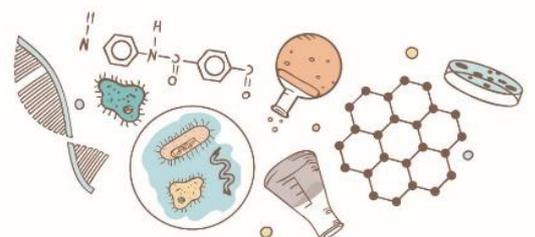


Figura 4. Fila superior: a la izquierda, monocristal de NaCl creciendo sobre soporte; al centro, cristales de sal fina de mesa tomados de un paquete comercial; a la derecha, arreglo cristalino de NaCl.

Fila inferior: a la izquierda, cristales de NaCl creciendo para semilla en cápsula de Petri; al centro, arreglo cristalino de NaCl unido a una "capelina" de sal que creció en la superficie de la solución; a la derecha, cubitos de NaCl dentro de otros cubos de NaCl.

Los cristales abundan en la naturaleza. Se encuentran como minerales en las piedras preciosas, en los copos de nieve, en la sal que se forma en las salinas, y en muchos otros lugares con los que estamos en contacto todos los días. La investigación sobre los cristales es muy importante. Empresas y centros de investigación se dedican a la incesante búsqueda de nuevos materiales con nuevas propiedades (por ejemplo, dureza, conductividad) que se aplican a los más variados usos, por ejemplo, en la industria farmacéutica, en microchips, la conquista espacial, entre otros.

Para comprender la naturaleza de los cristales, comenzaremos por responder algunas preguntas que suelen surgir cuando empezamos a observarlos.

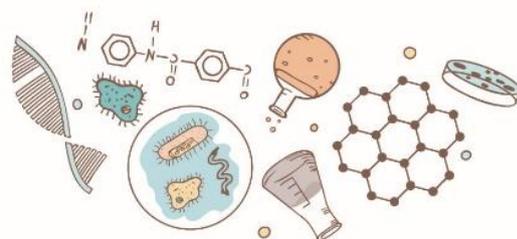
¿Qué es un cristal? ¿Qué lo caracteriza? Denominamos cristal a un sólido en el que los átomos, iones o moléculas que lo conforman están ordenados en forma periódica, es decir, hay un patrón de ordenamiento que se repite a lo largo de todo el material en las tres direcciones del espacio.

¿Qué formas y colores tienen los cristales? Los cristales de sustancias diferentes tienen formas y propiedades diferentes. El orden interno de los iones en el cristal determina las formas que pueden adoptar. El color es una propiedad física que depende de la composición y estructura de los cristales.

¿Cómo crecen los cristales? Para que los componentes de un material puedan reorganizarse formando estructuras cristalinas, los átomos, iones o moléculas que lo conforman deben estar en movimiento, y esa movilidad debe perderse muy lentamente. La cristalización tiene lugar cuando las condiciones dentro de un medio a una temperatura, presión y sobresaturación determinadas son energéticamente favorables para que los constituyentes formen uniones permanentes. Así, el tamaño de los cristales puede variar enormemente dependiendo de las condiciones en que se forman. En general, una formación lenta a partir de una solución que está sobresaturada favorece la formación de cristales grandes. Por esta razón, los cristales naturales de los minerales formados en los procesos geológicos son frecuentemente de gran tamaño.

¿Cómo es el proceso de crecimiento de un cristal? Las etapas de la cristalización son la sobresaturación, la nucleación y el crecimiento del cristal.

La **sobresaturación** es la concentración en exceso del soluto de una solución saturada bajo determinadas condiciones de presión y temperatura. Esta condición se



puede conseguir por calentamiento o enfriamiento de la solución, evaporación del solvente o cambios en el pH.

La **nucleación** es una etapa decisiva de la formación de un cristal. Aquí se generan los fragmentos iniciales capaces de desarrollarse espontáneamente en fragmentos más grandes. Las moléculas o iones de una sustancia se reúnen formando agregados o *clusters*, que se transforman finalmente en semillas de cristales. Existen dos tipos de nucleación: primaria y secundaria. La **nucleación primaria** puede ser homogénea si un material cristaliza de forma espontánea debido a una alta sobresaturación de la solución, o puede ser heterogénea si la cristalización es inducida por la presencia de partículas extrañas o impurezas. La **nucleación secundaria** es inducida a partir de un “cristal semilla” que se coloca para este propósito, pero también puede ocurrir sobre una superficie o interfase.

El **crecimiento del cristal** es el proceso que permite obtener el cristal. Los mecanismos de crecimiento incluyen una difusión rápida de las especies (átomos, moléculas o iones) hacia la superficie de crecimiento, y su continua adsorción y desorción hasta que las condiciones en el sistema permiten la incorporación irreversible de la especie adsorbida al retículo cristalino provocando el crecimiento superficial del cristal. Este crecimiento estará influenciado por factores como la velocidad a la que ocurre el proceso de cristalización, el solvente utilizado, las zonas de nucleación, las impurezas presentes en la solución, las vibraciones externas y el grado de sobresaturación.

¿Comenzamos a hacer cristales?

Cristales de sal

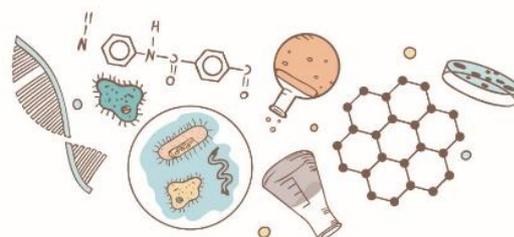


La sal de mesa está formada mayoritariamente por cloruro de sodio y, además, contiene como aditivo iodato de potasio. Cuando el NaCl se disuelve en agua, se separa en cationes sodio (Na^+) y aniones cloruro (Cl^-), los cuales se rodean de moléculas de agua. Al solidificar, los cristales forman una estructura en la que cada ión Na^+ está rodeado por seis iones cloruro.

Obtención de “cristales semilla”

Propósitos

Reconocer sustancias cristalinas que forman parte de la vida cotidiana.
Obtener cristales de sal de mesa que puedan utilizarse como semillas para la obtención de cristales más grandes.



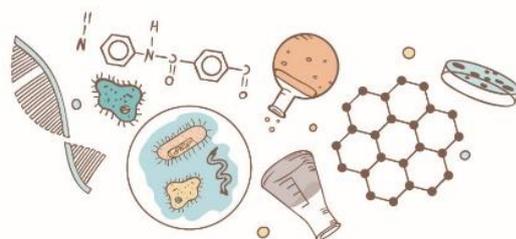
Materiales

- Sal fina de mesa.
- Agua.
- Discos de papel de filtro o filtros de papel para café.
- Vaso de precipitados de 250 mL.
- Cápsula de Petri o frascos de vidrio (no se deben utilizar recipientes metálicos).
- Cuchara plástica.
- Termómetro.
- Embudo de plástico o vidrio.
- Lupa.
- Mechero.
- Un trapo o agarradera para sujetar recipientes calientes.
- Pinza metálica pequeña.



¡A experimentar!

- 1) Colocar 100 mL de agua en un vaso de precipitados y calentar hasta que la temperatura llegue a 60 °C.
- 2) Agregar 40 g (tres cucharadas soperas) de sal fina en el vaso de precipitados y remover hasta que quede totalmente disuelta. Este procedimiento puede llevar algún tiempo debido a que se ha colocado mucha sal.
- 3) Cuando la sal se haya disuelto completamente, colocar el filtro de café (o el disco de papel de filtro) sobre un embudo y verter cuidadosamente la solución en un frasco de vidrio o en una cápsula de Petri. Es importante que el recipiente de vidrio elegido no tenga marcas ni esté rayado ya que esto puede generar cristalización no deseada y afectar al tamaño de los cristales.
- 4) Tapar el recipiente con un papel para evitar que ingresen impurezas al sistema que puedan afectar el proceso de cristalización.
- 5) Dejar en reposo la solución en un lugar donde no esté expuesta a movimientos ni vibraciones, o cambios de temperatura abruptos, ya que esto también podría afectar el tamaño de los cristales.
- 6) Observar durante algunos días cómo evoluciona el contenido del frasco (evitar tocarlo). Al cabo de unos días, se podrán advertir cristallitos cuadrangulares en el fondo del recipiente. Retirar los cristales cuando hayan crecido lo suficiente para que puedan ser retirados de la solución con una pinza pequeña. Dejarlos secar y observarlos empleando una lupa estereoscópica.



Haciendo crecer cristales suspendidos

Propósitos

Reconocer sustancias cristalinas que forman parte de la vida cotidiana.
Observar cómo crecen los cristales.



Materiales

- Sal fina de mesa.
- Agua.
- Cristales semilla preparados en la actividad anterior.
- Discos de papel de filtro o filtros de papel para el café.
- Vaso de precipitados de 250 mL.
- Cuchara plástica.
- Termómetro.
- Embudo de plástico o vidrio.
- Frasco de vidrio alto o botella descartable resistente al calor.
- Lápiz, palito o similar (su largo debe superar el ancho de la boca del recipiente utilizado).
- Cinta adhesiva.
- Tanza o hilo de aproximadamente 20 cm de largo.
- Lupa.
- Mechero.
- Un trapo o agarradera para sujetar el recipiente caliente.



¡A experimentar!

- 1) Cortar la parte superior de la botella plástica y descartarla. Asegurarse de que el borde de la botella quede parejo y sin puntas que puedan cortar o lastimar.
- 2) Seleccionar un cristal semilla obtenido en la actividad anterior. Es recomendable realizar la selección utilizando una lupa para elegir el mejor cristal, ya que cuanto más perfectas sean las caras y forma de la semilla más posibilidades hay de que el cristal crezca manteniendo esas características.
- 3) Atar el cristal semilla con un hilo o tanza.
- 4) Colocar 100 mL de agua en un vaso de precipitados y calentar hasta que la temperatura llegue a 60 °C. Agregar al recipiente 40 g (tres cucharadas soperas colmadas) de sal fina y remover hasta que esta quede totalmente disuelta. Este procedimiento puede llevar algún tiempo.
- 5) Cuando la sal se haya disuelto completamente, colocar el filtro de café (o el disco de papel de filtro) sobre un embudo y verter cuidadosamente la solución en un frasco de vidrio alto o en la botella cortada previamente. Es importante que el recipiente elegido no tenga marcas ni esté rayado. Los frascos más apropiados son los de dulce, que suelen ser de vidrio, altos y no demasiado anchos ni estrechos.



- 6) Colocar el cristal semilla en el recipiente con la solución, asegurándose de que quede sumergida en el seno de la solución sin hacer contacto con las paredes ni el fondo del recipiente.
- 7) Sujetar el extremo superior del hilo (o tanza) a un soporte que puede ser un lápiz o similar y apoyar el lápiz en la boca del recipiente. Asegurar todo el sistema tal como se muestra en la Figura 5, de modo que quede fijo y quieto.
- 8) Cubrir la boca del recipiente con un papel para evitar que el polvo provoque alteraciones en el sistema y dejar reposar.
- 9) Observar durante algunos días cómo evoluciona el contenido del frasco (evitar tocarlo). Tomar fotografías o filmar con cuidado.



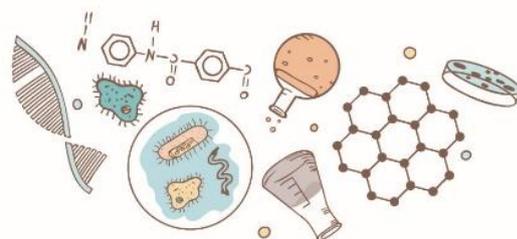
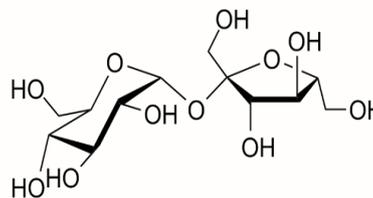
Figura 5. Dispositivo para crecimiento de cristales en suspensión

Aros, árboles y estrellas de cristal dulce



El azúcar que utilizamos todos los días para endulzar los alimentos está compuesta por un hidrato de carbono: la sacarosa. Esta es una sustancia cristalina, de color blanco, que se disuelve muy bien en agua y tiene un sabor dulce. La molécula de sacarosa está formada por dos monosacáridos, glucosa y fructosa, unidos por enlaces glucosídicos, por lo que es un disacárido.

Molécula de sacarosa



Se pueden obtener cristales de sacarosa empleando un procedimiento similar al descrito para obtener los cristales de NaCl. En este caso, la solución debe ser preparada empleando 300 mL de agua y 660 g de azúcar blanca común. Para obtener cristales más llamativos, se pueden incorporar a la solución resultante (una vez fría) 20 gotas de colorante alimenticio. También puede modificarse la forma de los soportes utilizados para realizar la cristalización (por ejemplo: estrellas, aros, árboles, etc.) lo cual le permitirá obtener resultados muy atractivos y curiosos.

Monocristales de sulfato de cobre pentahidratado



La calcantita es un mineral de color azul intenso considerado una piedra semipreciosa y se forma por la cristalización del sulfato de cobre. Al ser hidrosoluble, solo se encuentra en lugares muy secos y forma estalactitas.

El sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) forma cristales azules, solubles en agua (su solubilidad a 20 °C es de 20,7 g/100 mL de agua). Se usa como fungicida y alguicida. En esta actividad, obtendremos primero cristales semilla de sulfato de cobre pentahidratado y, a partir de ellos, formaremos monocristales.

El sulfato de cobre es tóxico por ingestión, es irritante en contacto prolongado con la piel o los ojos, por lo que para realizar esta actividad se deben cumplir estrictamente las normas de seguridad en el laboratorio escolar. Particularmente, se recomienda el uso de guantes de látex, delantal y gafas.

Antes de realizar esta actividad, le sugerimos leer su ficha de seguridad para conocer los cuidados requeridos para trabajar con esta sustancia. Para acceder a la información, puede hacer clic [aquí](http://www.insht.es/InshtWeb/Contenidos/Documentacion/FichasTecnicas/FISQ/Ficheros/1401a1510/nspn1416.pdf).

<http://www.insht.es/InshtWeb/Contenidos/Documentacion/FichasTecnicas/FISQ/Ficheros/1401a1510/nspn1416.pdf>

El procedimiento para obtener cristales de sulfato de cobre pentahidratado es similar al empleado para obtener los cristales de NaCl (descritos en las páginas 57 y 58). Es decir, primero obtener cristales semilla, luego seleccionar el mejor cristal y, finalmente, hacer crecer el cristal.

En este caso, la solución debe ser preparada empleando 30 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ y 50 mL de agua. Se sugiere agregar el soluto al agua removiendo continuamente y calentando la mezcla cuidadosamente. Los pasos que siguen son filtrar la mezcla para obtener una solución, dejar enfriar la solución, repartir la solución en cápsulas de Petri y finalmente dejarlas en reposo durante algunos días para obtener los cristales semillas.

El proceso para obtener un monocristal de sulfato de cobre pentahidratado también es similar al utilizado para obtener cristales de cloruro de sodio: preparar una nueva solución de sulfato de cobre utilizando las proporciones y el procedimiento mencionados, filtrar para obtener una solución, colocar el cristal semilla suspendido en



la solución evitando que toque las paredes del recipiente y, finalmente, dejar en reposo el sistema durante varias semanas.

Geodas cristalinas

Propósito

Observar la formación de cristales vistosos y de crecimiento rápido.



Materiales

- Sulfato de cobre pentahidratado.
- Agua.
- Cuchara.
- Vaso de precipitado de 250 mL.
- Cápsulas de Petri.
- Embudo.
- Papel de filtro.
- Varilla de vidrio.
- Mechero.
- Balanza.



¡A experimentar!

El procedimiento a seguir es idéntico al anterior en la preparación de la solución, pero difiere en el armado del dispositivo utilizado para el crecimiento de los cristales ya que en lugar de obtener un cristal grande de sulfato de cobre, el propósito es lograr formas divertidas y demostrar que en el crecimiento los átomos siguen la forma del soporte que se les brinda. Por ejemplo, se pueden armar figuras utilizando limpia-pipas y hacer crecer los cristales sobre su superficie. Otra opción es preparar una geoda de sulfato de cobre sobre la cáscara de huevo como la que se observa en la figura. Para ello:

- 1) Vaciar un huevo haciendo dos agujeritos en los extremos y soplando con fuerza desde un lado para expulsar la clara y la yema.
- 2) Con una tijerita cortar cuidadosamente para dividir la cáscara en dos “valvas” a lo largo. Es usual que una de las cáscaras quede más prolija que la otra: descartar la desprolija.
- 3) Colocar una película fina de pegamento o cola vinílica en la cara interior del huevo y pegar cristallitos de sulfato de cobre.
- 4) Colocar con cuidado las cáscaras para no desprender los cristallitos pegados dentro del recipiente boca arriba y agregar cuidadosamente la solución en el recipiente de manera que quede cubierta completamente la geoda.
- 5) Dejar crecer los cristales en reposo y con el recipiente cubierto por un papel. Cuando dejen de crecer los cristales, se puede retirar la geoda y colocar nuevamente una



solución fresca asegurándose de que esté fría, ya que podría disolver los cristales ya crecidos.

6) Finalmente, retirar los cristales y lavar la geoda cuidadosamente con agua destilada.

Vidrio falso



La composición química del vidrio, al igual que la del cuarzo, es de dióxido de silicio (SiO_2). La diferencia sustancial está en la estructura de ambos. El vidrio carece de una estructura interna ordenada definida (estructura amorfa), mientras que el cuarzo tiene estructura cristalina. El vidrio puede fabricarse, sin embargo, no es recomendable hacerlo en la escuela, porque no se cuenta con los equipos necesarios, ni la pericia de un maestro vidriero. Por eso recomendamos hacer un vidrio falso con el siguiente experimento.

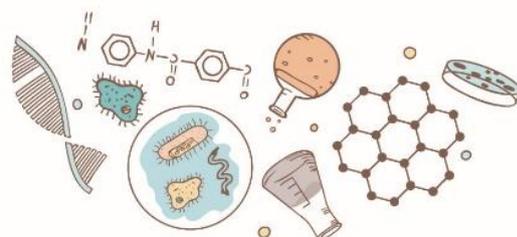
Propósito

Comprender la diferencia entre materiales amorfos y cristalinos, a partir de la formación de cristales vistosos y de rápido crecimiento.



Materiales

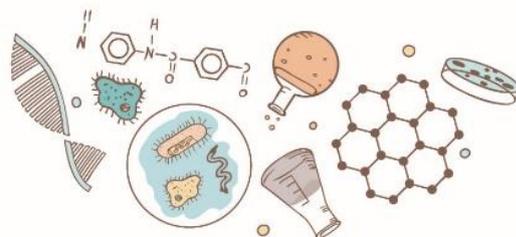
- Agua.
- Azúcar.
- Olla o vaso de precipitados.
- Probeta de 250 o 500 mL.
- Cuchara.
- Glucosa líquida.
- Pincel.
- Papel manteca (opcional).
- Aceite de cocina.
- Placa de 20 cm x 20 cm.
- Mechero.
- Un trapo o agarradera para sujetar el recipiente caliente.



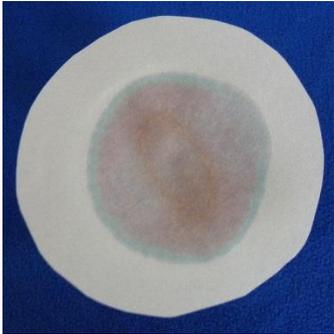
¡A experimentar!

- 1) Colocar 250 mL de agua en una olla o vaso de precipitados y ponerlo a calentar hasta su ebullición. Agregar inmediatamente 250 g de azúcar y bajar la intensidad del fuego para evitar que se queme el azúcar. Remover lentamente hasta disolver el azúcar.
- 2) Agregar cuatro cucharadas grandes de glucosa y disolverla lentamente.
- 3) Mantener la mezcla en ebullición con fuego bajo durante 20 minutos.
- 4) Preparar una placa que servirá de molde al “vidrio”. Limpiar la superficie de la placa, secar y pincelar con aceite hasta formar una capa fina para evitar que la mezcla líquida se adhiera. No olvidar cubrir también los laterales de la placa. Para este tamaño de molde y las cantidades de azúcar utilizadas, el falso vidrio debería tener aproximadamente 2 cm de espesor.
- 5) Una vez completado el tiempo de ebullición, volcar cuidadosamente la preparación en el molde.
- 6) Dejar reposar la preparación en un lugar tranquilo o colocar en heladera una vez que se haya enfriado.
- 7) Desmoldar el falso vidrio.

Si descubrió que le apasiona la cristalografía, le comentamos que existe un Concurso Nacional de Crecimiento de Cristales organizado por la Sociedad de Cristalografía en el cual participan escuelas. ¡Sútese! Para acceder, puede hacer clic [aquí](#).



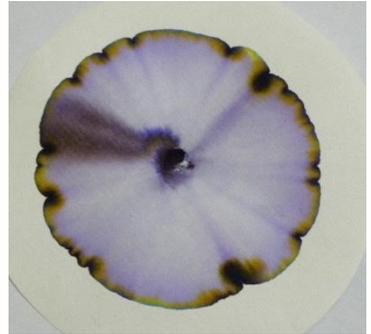
Fotos obtenidas como resultado de algunos experimentos



El color de los caramelos



Separación de tintas de fibras empleando el diseño anterior



El color de las tintas



El almidón escondido. El resultado muestra la presencia de almidón en la papa.



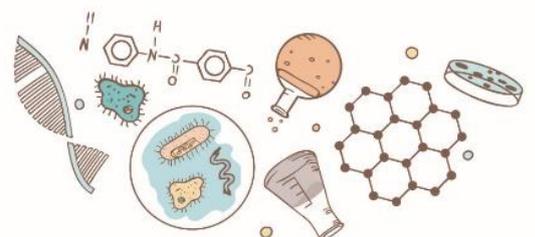
¿Dónde están las proteínas? Resultados obtenidos para (de arriba hacia abajo): sal, jugo de limón, harina, leche y clara de huevo)



Desnaturalización de proteínas (de izq. a der.): vinagre, agua caliente, alcohol.

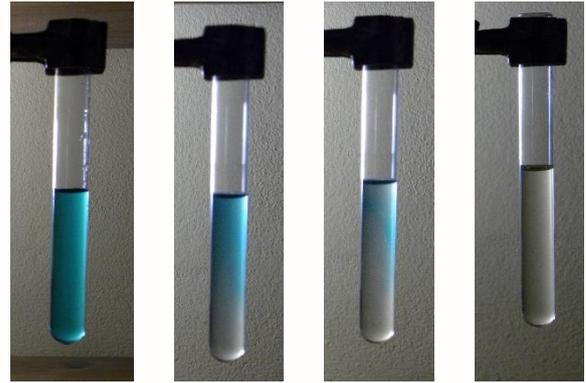


¿Qué acidez tienen? Resultado del agregado de azul de bromotimol a (de izquierda a derecha): sal de mesa, azúcar, bicarbonato de sodio, vinagre, limón.

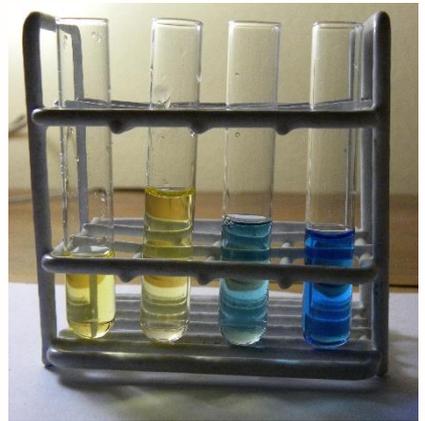




Comparando la cantidad de vitamina C de algunos jugos. Coloración final obtenida empleando jugo artificial de pera.



Determinando la presencia de oxígeno en agua (de izq. a der.): inmediatamente de preparar la solución, luego de 60, 90 y 120 s, respectivamente.



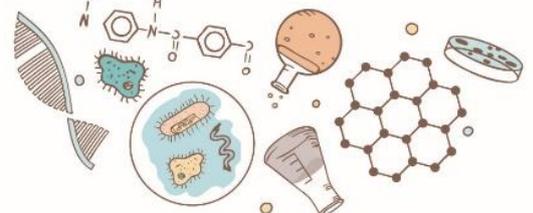
Estudios de sistemas reales de la vida cotidiana. Determinación del pH. Se muestran los resultados (izquierda a derecha) del agregado de fenolftaleína, heliantina y azul de bromotimol a una solución de HCl, vinagre, agua y solución de NaOH, respectivamente.



Factores que afectan la velocidad de una reacción química. Agregado de un catalizador.



Determinación de la presencia de azúcares reductores. Resultados obtenidos para: sacarosa (izquierda) y glucosa (derecha).

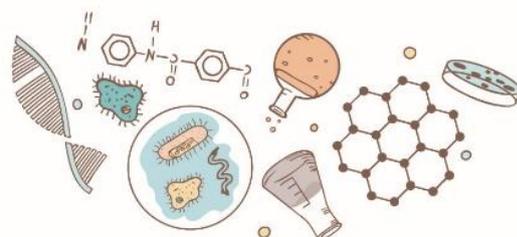


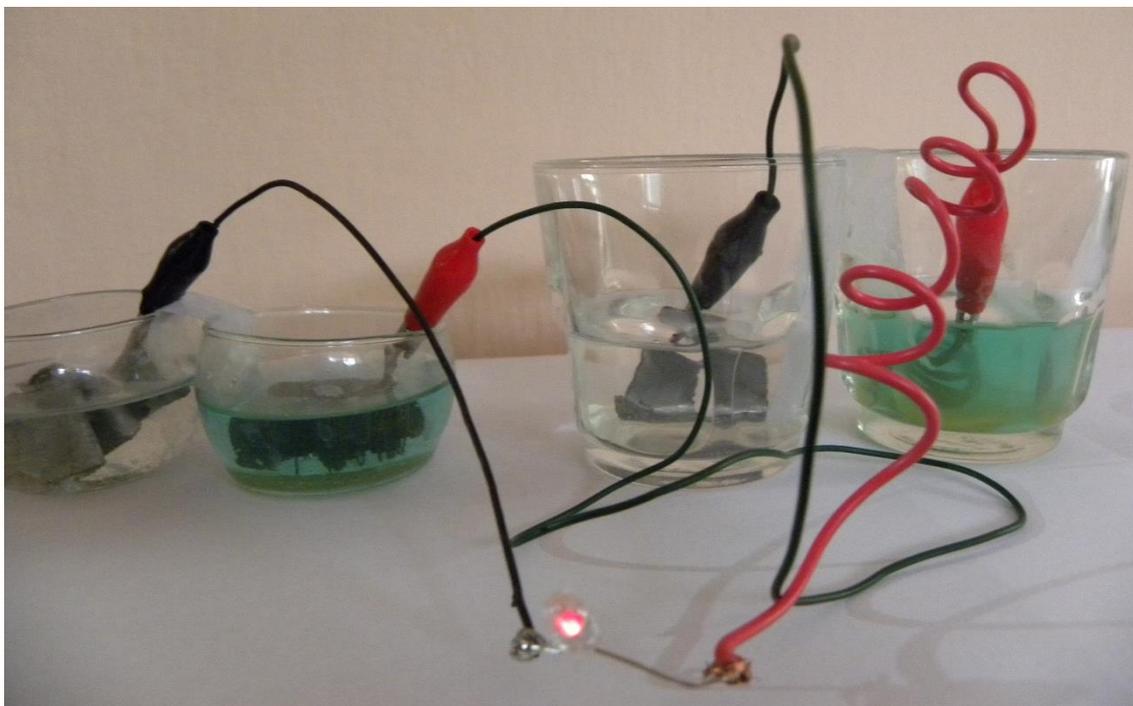


Construcción de una pila. Medición de su diferencia de potencial. El visor muestra la diferencia de potencial de la pila. El círculo rojo muestra el papel absorbente embebido en solución de KCl empleado a modo de puente salino.

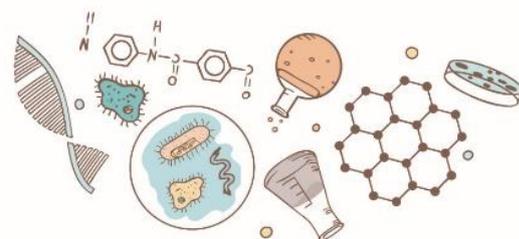


Medición de la diferencia de potencial de dos pilas en serie. El visor muestra la diferencia de potencial medida.





Construcción de una pila. Encendido de un led empleando dos pilas en serie.



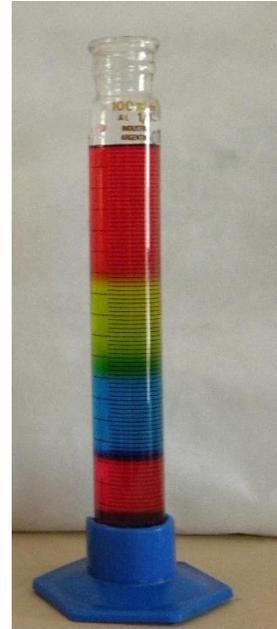
Actividades experimentales con enfoque lúdico



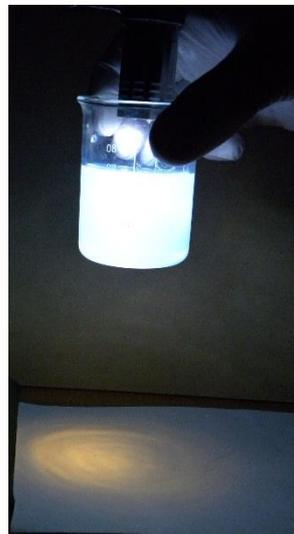
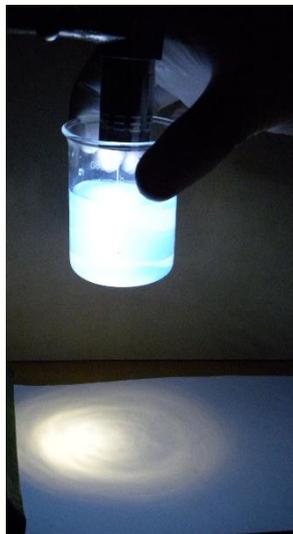
Pintando flores



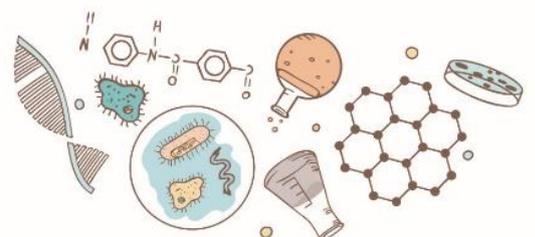
Haciendo banderas



Dulce arco iris

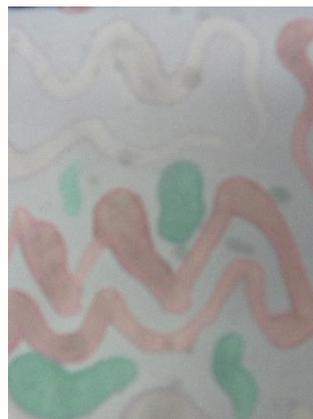


Atardecer químico. La solución, inicialmente incolora se oscurece por la formación de azufre coloidal, lo que conlleva a que la luz que llega al papel sea cada vez menor.





Capturando electrones



Acuarela química

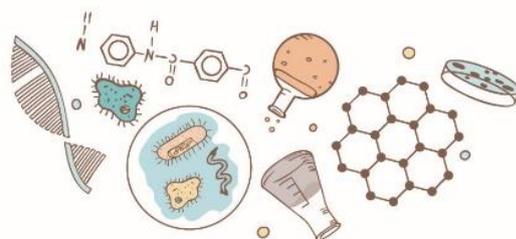


Un barco de papel con motor de detergente. Izquierda, antes de colocar la gota de detergente; derecha, luego de colocar la gota de detergente.



Juntando partículas. A la izquierda se muestra la situación inicial y a la derecha la obtenida luego de agregar una gota de detergente.

Fotos: Prof. Ana María Cruz



Cristales, la belleza oculta



Crecimiento de cristales en suspensión sobre un soporte rígido con forma de aro.



Monocristal de sulfato de cobre comparado con el tamaño de una moneda.

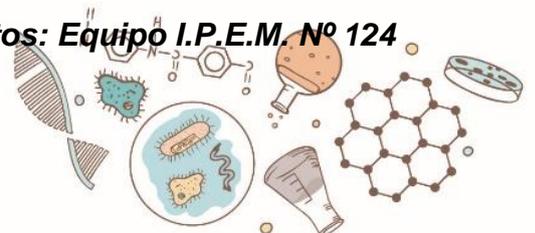


Geoda de sulfato de cobre pentahidratado.



Vidrio Falso.

Fotos: Equipo I.P.E.M. Nº 124



Bibliografía

- Atkins, P. y Jones, L. (2007). *Principios de Química*. Buenos Aires: Editorial Médica Panamericana.
- Brown, H. E., Le May, Jr. y Bursten, B. E. (2009). *Química "La ciencia central"*. Buenos Aires: Editorial Pearson Educación.
- Córdoba. Ministerio de Educación de la Provincia de Córdoba. Secretaría de Educación. Subsecretaría de Promoción de Igualdad y Calidad. Dirección General de Planeamiento e Información Educativa. (2011). *Diseño Curricular del Ciclo Básico de la Educación Secundaria*. Recuperado de <http://www.igualdadycalidadcba.gov.ar/SIPEC-CBA/publicaciones/EducacionSecundaria/LISTO%20PDF/TOMO%20%20Ciclo%20Basico%20de%20la%20Educacion%20Secundaria%20web%208-2-11.pdf>.
- Córdoba. Ministerio de Educación de la Provincia de Córdoba. Secretaría de Educación. Subsecretaría de Promoción de Igualdad y Calidad. Dirección General de Planeamiento e Información Educativa. (2012). *Diseño Curricular de Educación Secundaria. Orientación Ciencias Sociales y Humanidades*. Disponible en <http://www.igualdadycalidadcba.gov.ar/SIPEC-CBA/publicaciones/EducacionSecundaria/LISTO%20PDF/ORIENTACION%20CIENCIAS%20SOCIALES%20Y%20HUMANIDADES%209%20de%20noviembre.pdf>.
- Gobierno de España. Ministerio de Trabajo y Asuntos Sociales. Instituto Nacional de Seguridad y Salud en el Trabajo. (2003). Ficha de seguridad del sulfato de cobre (II) pentahidratado. Recuperado de <http://www.insht.es/InshtWeb/Contenidos/Documentacion/FichasTecnicas/FISQ/Ficheros/1401a1510/nspn1416.pdf>.
- Heredia Ávalos, S. (2006). Experimentos de Química Recreativa con Sulfato de Cobre pentahidratado. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 3(3), 467-484. Recuperado de <http://www.redalyc.org/pdf/920/92030308.pdf>.
- Malajovich, M. A. (2015). Introducción a las técnicas microbiológicas. *Biotecnología: enseñanza y divulgación*. Recuperado de https://bteduc.com/roteiros_es/2015_Tecnicas_microbiologicas.pdf.
- Malanca, F. E., López Rivilli, M. y Argüello, G. A. (2017). Cuadernillo de actividades experimentales. Quimicafé... Un encuentro entre la química y su enseñanza. El laboratorio de ciencias, un espacio motivador para enseñar y aprender. *Congreso Internacional de Enseñanza de las Ciencias Naturales, Tecnología, Ingeniería y Matemática*. Academia Nacional de Ciencias. Córdoba.
- Malanca, F. E. y otros. (2016). *Kit educativo de Química. Nivel Secundario. Jornada de actualización y uso de kit de química en el aula y el laboratorio*. Córdoba: Ministerio de Ciencia y Tecnología de la Provincia de Córdoba.
- Malanca, F. E. y Solís, V. M. (2016). *La química en el mundo que nos rodea. Un abordaje teórico y experimental*. Córdoba: Editorial Universidad Nacional de Córdoba.



Malanca, F. E., Vila, J. A. y López Rivilli, M. J. (2017). *Kit educativo de Química. Nivel Secundario. Jornada de actualización y uso de kit de química en el aula y el laboratorio*. Córdoba: Ministerio de Ciencia y Tecnología de la Provincia de Córdoba.

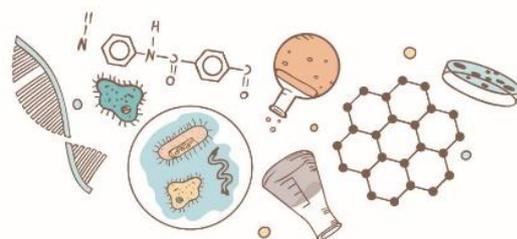
En el diseño de los experimentos del presente kit, participaron docentes de la Facultad de Ciencias Químicas de la Universidad Nacional de Córdoba (el director Dr. Fabio E. Malanca, el Dr. Jesús A. Vila y la Dra. María J. Silvero Compagnucci); del ISFD Escuela Normal Superior República del Perú, de Cruz del Eje (la Dra. Marisa J. López Rivilli). El Prof. Lic. Alejandro Bosack y la Prof. Lic. Agustina Zamanillo aportaron criterios pedagógico didácticos para vincular las actividades experimentales propuestas con la enseñanza de contenidos presentes en los diseños curriculares vigentes.

Además, colaboraron con el diseño de experimentos y las fotos de la sección *Cristales, la belleza oculta* docentes del IPEM N.º 124 Adela R. Oviedo de De la Vega (la Prof. Sara Noemí De Biasi, la Prof. Norma Petanas y la Prof. Nelly Bustos).

Al final de la guía, se presentan las fotos correspondientes a los resultados obtenidos en algunos experimentos y que pueden ser de utilidad para comprender tanto el diseño experimental, como el resultado esperado. Las imágenes fueron realizadas por la profesora Ana María Cruz (de la Escuela Normal Superior Dr. A. Carbó) y las profesoras Sara Noemí De Biasi, Norma Petanas y Nelly Bustos (del IPEM N.º 124 Adela R. Oviedo de De la Vega).

En el armado del kit experimental, participaron los codirectores Dr. Guido N. Rimondino y Dr. Jesús A. Vila, ambos docentes de la Facultad de Ciencias Químicas, Universidad Nacional de Córdoba.

Si tienen alguna consulta, inquietud o sugerencia sobre el uso del kit, pueden enviarnos un correo a: enlazadosporlaquimica@gmail.com.





Grupo
Enlazados
por la Química



Programa de
Articulación
de la FCQ

Ministerio de
**CIENCIA
Y TECNOLOGÍA**



Gobierno de la Provincia de
CÓRDOBA

**ENTRE
TODOS**